Dumitru Ciobanu
Constantin Chișcă

PROBLEME DE CHIMIE REZOLVATE

Junimea 1981

DUMITRU CIOBANU
CONSTANTIN CHIȘCĂ

PROBLEME DE CHIMIE REZOLVATE

DUMITRU CIOBANU, CONSTANTIN CHIŞCĂ

PROBLEME DE CHIMIE REZOLVATE

EDITURA JUNIMEA

IAŞI • 1981

NOTA AUTORILOR

Alături de însuşirea noţiunilor teoretice de bază, un loc important îl ocupă studiul metodelor de calcul referitoare la analiza diferitelor procese chimice şi aplicaţiile practice la legile fundamentale ale chimiei.

Problemele care se întîlnesc în practică sînt foarte multe, însă, pentru rezolvarea acestora, trebuie stăpînit un număr relativ mic de metode generale de calcul, specifice chimiei. Prezentul volum pune la îndemîna celor interesaţi tocmai aceste metode specifice de calcul în practica chimică şi cuprinde probleme din capitolele de bază ale chimiei. Fiecare capitol este însoţit de o scurtă prezentare a noţiunilor de bază teoretice.

Rezolvările problemelor sînt expuse dezvoltat, fiind însoţite de scurte indicaţii metodice care evidenţiază evoluţia proceselor şi succesiunea calculelor chimice.

Lucrarea se adresează elevilor din învăţămîntul mediu, candidaţilor la admiterea în învăţămîntul superior şi studenţilor facultăţilor de chimie.

Rezultă: $4 FeS_2 + 11 O_2 = 2 Fe_2O_3 + 8 SO_2$

sau alt exemplu:

$$xNH_3 + yO_2 = zN_2 + vH_2O$$

$$\begin{cases} x = 2z \\ 3x = 2v \\ 2y = v \end{cases}$$

Pentru $x = 1$; $z = 1/2$, $y = 3/2$, $y = 3/4$

Pentru $x = 2$; $z = 1$, $v = 3$, $y = 3/2$

$$2NH_3 + 3/2\, O_2 = N_2 + 3\, H_2O$$

3.1.2. Stabilirea compoziţiei elementare a substanţelor chimice

Compoziţia elementară a unei substanţe chimice se poate exprima în două moduri:

1. Prin raportul cantităţilor elementelor.
2. În procente de greutate

Problema nr. 70

Să se exprime compoziţia $CaCO_3$.

Rezolvare

Dacă vrem să exprimăm compoziţia $CaCO_3$ prin raportul cantităţilor elementelor, avem :,

$$Ca : C : O = 40 : 12 : 48 = 10 : 3 : 12$$

În procente de greutate avem, din raportul cantităţilor elementelor:

$$10 + 3 + 12 = 25 \text{ părţi}$$

25 părţi $CaCO_3$ · · · 10 părţi Ca · · · 3 părţi C · · · 12 părţi O_2
100 părţi $CaCO_3$ · · · x părţi Ca · · · y părţi C · · · z părţi O_2

$x = (100 \cdot 10)/25 = 40\%$ $\qquad$ $y = (100 \cdot 3)/25 = 12\%$ C

$$z = (100.12)/25 = 48\%\ O_2$$

Problema nr. 71

La arderea unei hidrocarburi se obţin 88 g CO_2 şi 54 g H_2O. Să se exprime compoziţia hidrocarburii.

Rezolvare

Pentru a face raportul C :H aflăm cantitatea de H din apă şi cantitatea de C din CO_2.

18 g H_2O · · · · · · · · · · · · · · · · · ·	2 g H
54 g H_2O · · · · · · · · · · · · · · · · · ·	x g H

$$x = 54/9 = 6 \text{ g } H_2$$

Sau : H : O = 2 : 16 = 1 : 8 ; iar în 54 g avem : 54/9 = 6gH

44 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · ·	12 g C
88 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · ·	x g C

$$x = (88 \cdot 12)/44 = 24 \text{ g C}$$

Facem raportul cantităţilor de C : H şi obţinem :

C : H = 24 : 6 = 4 : 1

În procente de greutate avem :

4 + 1 = 5 părţi

5 părţi hidrocarbură · · · · ·	4 părţi C · · · · · ·	1 parte H
100 părţi hidrocarbură · · · · · ·	x părţi C · · · · · · ·	y părţi H

$$x = (100 \cdot 4)/5 = 80\% ; \quad y = (100 \cdot 1)/5 = 20\%$$

Problema nr. 72

Să se exprime compoziţia următoarelor substanţe : Al_2O_3 ; H_2SO_4 $Ca(OH)_2$; $CuSO_4$; 5 H_2O ; Na_2CO_3 ; CH_3COOCH_3.

Rezolvare

Prin raportul cantităţilor avem : Al : O = 54 : 48 = 27 : 24 = 9 : 8
9 părţi + 8 părţi = 17 părţi ; Al : O = 9 : 8
În procente de greutate avem :

17 părţi Al_2O_3 · · · · · · ·	9 părţi Al · · · · · · ·	8 părţi O
100 părţi Al_2O_3 · · · · · · ·	y părţi Al · · · · · · ·	y părţi O

$$x = (100 \cdot 9)/17 = 53\% ; \quad y = (100 \cdot 8)/17 = 47\% O$$

Sau

102 g Al_2O_3 · · · · · · · · · · · · · · · ·	·2·27 g Al
100 g Al_2O_3 · · · · · · · · · · · · · · · ·	x g Al

$$x = \frac{100.2.27}{102} = (100.27)/51 = 53\%$$

$$\frac{\begin{array}{ll}102 \text{ g } Al_2O_3 \cdots\cdots\cdots & 48 \text{ g O} \\ 100 \text{ g } Al_2O_3 \cdots\cdots\cdots & x \text{ g O}\end{array}}{x = (100 \cdot 48)/102 = 47\%}$$

$$Al_2O_3 : Al\% = 53\%$$
$$O\% = 47\%$$

Pentru H_2SO_4 avem: m. a. H = 1 u
m. a. S = 32 u
m. a. O = 16 u

$$H : S : O = 2 : 32 : 64 \approx 1 : 16 : 32$$

1 parte H + 16 părţi S + 32 părţi O = 49 părţi

— prin raportul cantităţilor avem:

$$H : S : O = 1 : 16 : 32$$

— în procente de greutate avem:

$$\frac{\begin{array}{ll}49 \text{ părţi } H_2SO_4 \cdots\cdots\cdots & 1 \text{ parte H} \\ 100 \text{ părţi } H_2SO_4 \cdots\cdots\cdots & x \text{ părţi H}\end{array}}{x = \frac{100.1}{49} = 2\%}$$

Sau,

$$\frac{\begin{array}{llll}49 \text{ părţi } H_2SO_4 \cdots & 1 \text{ parte H} \cdots & 16 \text{ părţi S} \cdots & 32 \text{ părţi O} \\ 100 \text{ părţi } H_2SO_4 \cdots & x \text{ părţi H} \cdots & y \text{ părţi S} \cdots & z \text{ părţi O}\end{array}}{}$$

$$x = \frac{100.1}{49} = 2\% \text{ H}$$

$$y = \frac{100.16}{49} = 32\% \text{ S}$$

$$z = \frac{100.32}{49} = 65\% \text{ O}$$

Pentru Ca $(OH)_2$ avem: m.a. Ca = 40 u; 1 atom gram Ca = 40g
m.a. O = 16 u; 1 atom gram O = 16
m.a. H = 1 u; 1 atom gram H = 1 g
m.m.Ca$(OH)_2$ = 74 u; 1 mol Ca $(OH)_2$ = 74 g

— prin raportul cantităţilor elementelor avem:

$$Ca : O : H = 40 : 32 : 2 = 20 : 16 : 1$$

20 părţi Ca + 16 părţi O + 1 parte H = 37 părţi

— în procente de greutate avem :

37 părţi $Ca(OH)_2$ · · ·	20 părţi Ca · · ·	16 părţi O · · ·	1 parte H
100 părţi $Ca(OH)_2$ · · ·	x părţi Ca · · ·	y părţi O · · ·	z părţi H

$$x = \frac{100.20}{37} = 54\%\ Ca$$

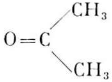
$$y = \frac{100.16}{37} = 43{,}2\%\ O$$

$$z = \frac{100.1}{37} = 2{,}7\ \%\ H$$

$$Ca(OH)_2 \begin{cases} Ca = 54\% \\ O\ = 43{,}2\% \\ H = 2{,}7\% \end{cases}$$

Pentru CH_3COCH_3 (acetonă) avem :

m.a. O = 16 u
m.a. C = 12 u
m.a. H = 1 u



$$m.m\ CH_3COCH_3 = (3.12)u + (6.1)\ u + 16\ u = 58u$$

$$1\ mol\ CH_3COCH_3 = 58\ g$$

— prin raportul cantităţilor elementelor, avem :

$$C : O : H = 36 : 16 : 6 = 18 : 8 : 3$$

18 părţi C + 8 părţi O + 3 părţi H = 29 părţi

— în procente de greutate avem :

29 părţi CH_3COCH_3 · · ·	18 părţi C · · ·	8 părţi O · · ·	3 părţi H
100 părţi CH_3COCH_3 · · ·	x părţi C · · ·	y părţi O · · ·	z părţi H

$$x = \frac{100.28}{29} = 62\%C$$

$$y = \frac{100.8}{29} = 27{,}6\%\ O$$

$$z = \frac{100.3}{29} = 10{,}4\%\ H$$

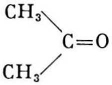
sau,

58 g CH_3COCH_3 · · · · ·	36 g C · · · · ·	16 g O · · · · ·	6 g H
100 g CH_3COCH_3 · · · · ·	x g C · · · · ·	y g O · · · · ·	z g H

$$x = \frac{100.36}{58} = 62\%\ C$$

$$y = \frac{100.16}{58} = 27\ \%\ O$$

$$z = \frac{100.6}{58} = 10{,}4\%\ H$$



$$\begin{cases} C = 62\% \\ O = 27\% \\ H = 11\% \end{cases}$$

Problema nr. 73

Să se exprime compoziţia produselor de ardere, rezultate prin arderea a 8 g metan.

Rezolvare

$$CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$$

$$C : O = ? \qquad H : O = ?$$

— prin raportul cantităţilor elementelor, avem :

1 mol CO_2 = 44 g
1 mol H_2O = 18 g

44 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · · ·	12 g C
22 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · · ·	x g C

$$x = \frac{22.12}{44} = 6\ g\ C$$

44 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · · ·	32 g O
22 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · · ·	x g O

$$x = \frac{22.32}{44} = 16\ g\ O$$

$$O_{total} = 16\ g + 16\ g = 32\ g$$

Rezultă :

CO_2 $\quad C : O = 6 : 16 = 3 : 8$
H_2O $\quad H : O = 2 : 16 = 1 : 8$

În procente de greutate, avem :

$$6 \text{ părţi C} + 16 \text{ părţi O} = 22 \text{ părţi}$$

22 p CO_2	6 p C	16 p O
100 p CO_2	x p C	y p O

$$x = \frac{100.6}{22} = 27{,}2\% \text{ C}$$

$$y = \frac{100.16}{22} = 72{,}7\% \text{ O}$$

Sau mai general,

44 g CO_2	12 g C
100 g CO_2	x g C

$$x = \frac{100.12}{44} = 27{,}2\%$$

Problema nr. 74

O hidrocarbură conţine 80% carbon, iar din aceasta se ard 60 g. Ce cantitate de CO_2 rezultă ? Exprimaţi rezultatele în grame.

100 g hidroc	80 g C
60 g hidroc	x g C

$$x = \frac{60.80}{100} = 48 \text{ g C}$$

12 g C	44 g CO_2
48 g C	x g CO_2

$$x = \frac{48.44}{12} = 176 \text{ g } CO_2$$

Problema nr. 75

O hidrocarbură conţine 25% hidrogen. Ce cantitate de apă se obţine (în grame) dacă se ard 20 g din această hidrocarbură ?

100 g hidroc	25 g H
20 g hidroc	x g H

$$x = \frac{20.25}{100} = 5 \text{ g H}$$

$$H_2 + 1/2\ O_2 = H_2O$$

$$\begin{array}{ll} 2 \text{ g H} \cdots\cdots & 18 \text{ g } H_2O \\ 5 \text{ g H} \cdots\cdots & x \text{ g } H_2O \end{array}$$

$$x = \frac{5.18}{2} = 45 \text{ g } H_2O$$

Problema nr. 76

O cantitate de 21 g carbonat de magneziu perfect purificat se descompune termic în oxid de magneziu și bioxid de carbon. Exprimați într-un raport compoziția carbonatului de magneziu.

$$21 \text{ g } MgCO_3 \longrightarrow 10 \text{ g } MgO + 11 \text{ g } CO_2$$

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ mol } MgCO_3 & = 84 \text{ g} \\ 1 \text{ mol } MgO & = 40 \text{ g} \\ 1 \text{ mol } CO_2 & = 44 \text{ g} \end{array}$$

— prin raportul cantităților elementelor, avem :

$$\begin{array}{ll} 40 \text{ g MgO} \cdots\cdots & 24 \text{ g Mg} \\ 10 \text{ g MgO} \cdots\cdots & x \text{ g Mg} \end{array}$$

$$x = \frac{24 \cdot 10}{40} = 6 \text{ g Mg}$$

$$\begin{array}{ll} 44 \text{ g } CO_2 \cdots\cdots & 12 \text{ g C} \\ 11 \text{ g } CO_2 \cdots\cdots & x \text{ g C} \end{array}$$

$$x = \frac{11 \cdot 12}{44} = 3 \text{ g C}$$

$$\begin{array}{ll} 40 \text{ g MgO} \cdots\cdots & 16 \text{ g O} \\ 10 \text{ g MgO} \cdots\cdots & x \text{ g O} \end{array}$$

$$x = \frac{10 \cdot 16}{40} = 4 \text{ g O}$$

$$\begin{array}{ll} 44 \text{ g } CO_2 \cdots\cdots & 32 \text{ g O} \\ 11 \text{ g } CO_2 \cdots\cdots & x \text{ g O} \end{array}$$

$$x = \frac{11 \cdot 32}{44} = 8 \text{ g O}$$

$$O_{total} = 4 \text{ g O din MgO} + 8 \text{ g O din } CO_2 = 12 \text{ g}$$

Facem raportul cantităților elementelor și obținem

$$Mg : C : O = 6 : 3 : 12 = 2 : 1 : 4$$

Dacă exprimăm compoziția $MgCO_3$ prin procente de greutate, avem ;

$$2 + 1 + 4 = 7 \text{ părți}$$

7 părţi $MgCO_3$	2 părţi Mg
100 părţi $MgCO_3$	x părţi Mg

$$x = \frac{100 \cdot 2}{7} = 200/7 = 28{,}6\%\ Mg$$

7 părţi $MgCO_3$	1 parte C
100 părţi $MgCO_3$	x părţi C

$$x = \frac{100 \cdot 1}{7} = 14{,}3\%\ C$$

7 părţi $MgCO_3$	4 părţi O
100 părţi $MgCO_3$	x părţi O

$$x = \frac{100 \cdot 4}{7} = 57{,}1\%\ O$$

3.1.3. Stabilirea formulelor chimice

Combinaţiile chimice sînt reprezentate prin formule chimice. Formula chimică reprezintă simbolic elementele care constituie substanţa chimică, iar numărul din dreapta jos al fiecărui simbol reprezintă numărul de atomi care intră în combinaţie.

Problema nr. 77

Să se stabilească formula combinaţiei care conţine: 40% Ca; 12% C şi 48% O.

Rezolvare

Formula va avea următoarea formă: $Ca_xC_yO_z$

$$x = 40/Ca = 40/40 = 1$$
$$y = 12/C = 12/12 = 1$$
$$z = 48/O = 48/16 = 3$$
$$Ca_xC_yO_z = CaCO_3$$

Problema nr. 78

Să se stabilească formula combinaţiei care conţine: $N_2 = 64\%$; $O_2 = 36\%$.

Rezolvare

Formula va avea forma: N_xO_y

$$x = 64/N_2 = 64/28 = 2{,}2$$
$$y = 36/O_2 = 36/32 = 1{,}1$$

Formula combinaţiei este:

$$N_xO_y = N_2O$$

Problema nr. 79

Să se stabilească formula combinaţiei care conţine: S = 40% ; O = 60%

Formula combinaţiei va avea forma: S_xO_y

$$x = 40/32 \approx 1$$
$$y = 60/32 \approx 2$$

Deci, combinaţia are formula: $S_xO_y = SO_2$

Problema nr. 80

Să se stabilească formula combinaţiei care conţine:

$$H_2 = 5{,}9\% \; ; \; S = 94{,}1\%$$

Formula combinaţiei are forma: H_xS_y

$$x = 5{,}9/H = 5{,}9/1 \simeq 6$$
$$y = 94{,}1/S = 94{,}1/32 \simeq 3$$
$$x : y = 6 : 3 = 2 : 1$$
$$H_xS_y = H_2S$$

Problema nr. 81

Să se stabilească formula combinaţiei care conţine: CaO = 30,83% ; MgO = 21,21% ; CO_2 = 47,5%

$$1 \text{ mol CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ g}$$
$$1 \text{ mol MgO} = 24 + 16 = 40 \text{ g}$$
$$1 \text{ mol } CO_2 = 12 + 32 = 44 \text{ g}$$

Formula combinaţiei are forma: $Ca_xMg_yC_zO_v$,
Determinăm cantitatea de calciu din CaO:

56 CaO . . . . 40 g Ca
30,83 g CaO . . . . x g Ca

$$x = \frac{30{,}83 \cdot 40}{56} = 22 \text{ g Ca}$$

Determinăm cantitatea de Mg din MgO:

$$y = \frac{24 \cdot 21{,}21}{40} \simeq 13 \text{ g Mg}$$

— Determinăm cantitatea de C din CO_2:

$$z = 12 \cdot 47{,}5/44 = 13 \text{ g C}$$

— Determinăm cantitatea de oxigen:

$$v = 8{,}83 + 8{,}21 + 33{,}5 = 50{,}54 \text{ g } O_2$$

$Ca_xMg_yC_zO_v = CaMgCO_3$

$$x = 22/40 = 0{,}55 \; ; \; y = 13/24 = 0{,}54 \; ; \; z = 13/12 = 1{,}08 \; ;$$
$$v = 50/16 = 3{,}15$$

Se multiplică cu doi și obținem:

$$x = 2 \cdot 0{,}5 = 1 \; ; \; y = 2 \cdot 0{,}5 = 1 \; ; \; z = 2 \cdot 1 = 2 \; ; \; v = 3 \cdot 2 = 6$$

$$\underline{CaMg(CO_3)_2}$$

Problema nr. 82

Să se stabilească formula combinației care conține: $Na = 57{,}5\%$; $O_2 = 40\%$; $H_2 = 2{,}5\%$.

Rezolvare

Formula combinației va avea forma: $Na_xO_yH_z$

$$x = 57{,}5/Na = 57{,}5/23 = 2{,}5 \; ; \; y = 40/16 = 40/16 = 2{,}5 \; ;$$
$$z = 2{,}5/H = 2{,}5/1 = 2{,}5$$

Se divide prin 2,5 și obținem:

$$x = 2{,}5/2{,}5 = 1 \; ; \; y = 2{,}5/2{,}5 = 1 \; ; \; z = 2{,}5/2{,}5 = 1$$

Deci, $\underline{Na_xO_yH_v \Rightarrow NaOH}$

Problema nr. 83

Să se stabilească formula combinației organice, care conține:

$C = 75\%$ și $H = 25\%$

C_xH_y este forma formulei: $x = 75/C = 75/12 = 6{,}25$

$y = 25/H = 25/1 = 25$

$C : H = 6 : 25 = 1 : 4 \; ; \; x = 1 \; ; \; y = 4.$

$$\underline{C_xH_y \Rightarrow CH_4}$$

Problema nr. 84

Să se stabilească formula combinației organice, care conține : $C = 37,5\%$; $H_2 = 12,5\%$; $O_2 = 50\%$.

Formula are următoarea formă : $C_xH_yO_z$

$$x = 37,5/C = 37,5/12 = 3; \quad y = 12,5/H = 12,5/1 = 12;$$

$$z = 50/O = 50/16 = 3.$$

$$C : H : O = 3 : 12 : 3 = 1 : 4 : 1 \Rightarrow \underline{CH_3OH}$$

Problema nr. 85

Să se stabilească formula combinației care conține Ca : C = 5 : 3

$$Ca_xC_y$$

$$40/5 = 8; \ 12/3 = 4$$

$$x : y = 8 : 4 = 2 : 1; \ Ca_xC_y \Rightarrow Ca_2C$$

Problema nr. 86

La analiza unui compus organic s-au obținut următoarele date : 41,4% C ; 3,4% H_2 ; 55,2% O_2, iar masa moleculară egală cu 58. Se cer următoarele date :

1. Formula substanței
   - denumirea ei
   - identificarea clasei de substanțe din care face parte ;

2. Substanța organică de mai sus se poate obține plecînd de la benzen. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice și calculați cantitatea de substanță obținută dacă se pleacă de la 390 g benzen ;

3. Prin oxidarea și hidroliza substanței de la punctul –2– obținem 2 acizi. Scrieți ecuațiile de obținere a celor doi acizi și calculați volumul de aer necesar oxidării ;

4. Oxidul feric poate fi redus cu unul din gazele obținute prin descompunerea acidului oxalic de la punctul –3–. Exprimați în grame și atom-gram cantitatea de fier obținută.

Rezolvare

1. 41,4% C ;
   3,4% H ;
   55,2% O ;

Formula chimică va fi: $C_xO_yH_z$ din care avem: $C_x = 41,4$; $O_y = 55,2$; $H_z = 3,4$ din care rezultă:

$$x = 41,4/C = 41,4/12 = 3,45$$
$$y = 55,2/O = 55,2/16 = 3,45$$
$$z = 3,4/H = 3,4/1 = 3,4$$

Prin x, y, z, am notat numărul de atomi din moleculă. Pentru stabilirea formulei brute, am calculat numărul de atom-g din fiecare element chimic conținut de substanța noastră. De aceea am împărțit numerele care reprezintă compoziția procentuală, la masele atomice respective. Am obținut:

— pentru carbon $x = 3,45$ moli
— pentru oxigen $y = 3,45$ moli
— pentru hidrogen $z = 3,4$ moli

Stabilim raportul în numere al atomilor elementelor. Pentru aceasta, vom împărți numărul de atom-g la cel mai mic dintre numerele obținute:

— pentru carbon: $3,45/3,4 = 1$
— pentru oxigen: $3,45/3,4 = 1$
— pentru hidrogen: $3,4/3,4 = 1$

Așadar, formula brută va fi: $C_1H_1O_1$ sau CHO, și reprezintă formula cea mai simplă a substanței. Acestei formule brute îi corespunde o masă moleculară egală cu:

$$12\,g\,C + 1\,g\,H + 16\,g\,O = 29\,g$$

Dar substanța noastră are masa moleculară egală cu 58, ceea ce înseamnă că formula brută este un submultiplu al formulei moleculare: $(CHO)_n$.

Pentru a determina valoarea lui n, împărțim masa moleculară corespunzătoare formulei moleculare, la masa moleculară corespunzătoare formulei brute.

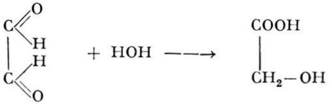
$$n = 58/29 = 2$$

Formula de structură a combinației arată astfel:



și poartă denumirea de glioxal. Face parte din clasa de compuși organici numiți *compuși carbonilici*, iar pentru că are două grupări carbonilice, face parte din subclasa numită compuși dicarbonilici.

Gruparea carbonil este caracteristică aldehidelor. Glioxalul este cea mai simplă aldehidă. Glioxalul este o substanţă lichidă, de culoare galbenă, cu punct de topire la 15°C şi punct de fierbere 51°C. Polimerizează foarte uşor. Culoarea galbenă se datoreşte celor două grupe carbonil din moleculă, grupe care sînt conjugate. Este uşor solubil în apă, soluţia de glioxal este incoloră din cauza formării unui hidrat. Combinaţiile dicarbonilice se identifică şi prin proprietăţile chimice caracteristice. De exemplu, în soluţia alcalică, glioxalul suferă o reacţie Canizzaro, intramoleculară, cu formare de hidroxi-acizi.



Acidul hidroxiacetic

Prin condensarea glioxalului, şi în general a compuşilor 1, 2 dicarbonilici, cu 1, 2 diamine primare, rezultă derivaţi de pirazină.

Prin tratare cu apă oxigenată, legătura dintre grupele carbonil se rupe oxidativ, foarte uşor.

2. Industrial, glioxalul se poate obţine prin mai multe metode dintre care amintim :

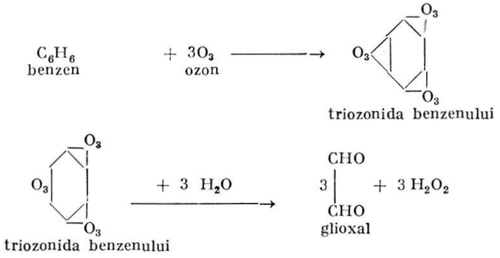
— tratarea tetracloretanului cu acid sulfuric fumas şi hidroliza sulfatului obţinut ;

— ozonoliza benzenului ;

— oxidarea glicocolului (etandiolul) cu aer la o temperatură de 250—300°C, în prezenţa catalizatorului de cupru.

Cel mai folosit procedeu este acela care pleacă de la benzen. Benzenul se tratează în prima fază cu ozon ; se formează ozonida benzenului, care se descompune foarte uşor prin tratare cu apă, în trei molecule de glioxal.

Ecuaţiile reacţiilor chimice sînt următoarele :



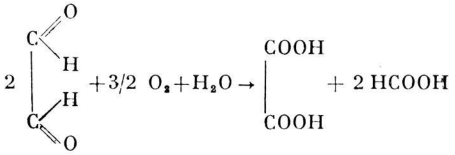
Se cere ca, pe lîngă ecuaţiile reacţiilor chimice de obţinere a glioxalului, plecînd de la benzen, să calculăm cantitatea de glioxal, ştiind că se pleacă de 390 g benzen.

$$1 \text{ mol } C_6H_6 = 78 \text{ g}$$
$$1 \text{ mol } O_3 = 48 \text{ g}$$
$$1 \text{ mol } C_2O_2H_2 = 58 \text{ g}$$

$$78 \text{ g } C_6H_6 \cdots\cdots 3 \cdot 58 \text{ g } C_2O_2H_2$$
$$390 \text{ g } C_6H_6 \cdots\cdots x \text{ g}$$

$$x = (390 \,.\, 3 \,.\, 58)/78 = 870 \text{ g glioxal}$$

3. Glioxalul obţinut mai înainte, cu masa de 870 g este oxidat în prezenţa aerului şi apei, cînd se obţine un amestec de acid oxalic şi acid formic. Ecuaţia reacţiei chimice este următoarea



Trebuie să calculăm volumul de aer consumat la oxidarea celor 870 g glioxal.

$$2 \cdot 58 \text{ g glioxal} \cdots\cdots 31.6 \text{ g } O_2$$
$$870 \text{ g glioxal} \cdots\cdots y \text{ g } O_2$$

$$y = \frac{870 \cdot 3 \cdot 16}{2 \cdot 58} = 360 \text{ g } O_2$$

Ţinînd seama de faptul că 1 mol de oxigen are masa egală cu 32 g, aflăm numărul de moli conţinuţi în 360 g oxigen.

$$n = m/n \,;\; n = 360/32 = 11,25 \text{ moli oxigen}$$

În condiţii normale de temperatură şi presiune, 1 mol de gaz ocupă un volum molar egal cu 22,4 litri. Cunoscînd şi numărul de moli putem afla volumul ocupat de gaz aplicînd relaţia :

$$V = n V_{molar} \,;\; V = 11,25 \,.\, 22,4 = 252,1125 \text{ litri}$$

Aerul are compoziţia volumetrică de 20% O_2 şi 80% azot şi alte gaze. Cantitatea de aer introdusă pentru oxidarea glioxalului trebuie să asigure cei 252,1125 litri de oxigen.

100 litri aer . . . . 20 litri oxigen
z litri aer . . . . 252,11 litri oxigen

$$x = \frac{252,11 \cdot 100}{20} = 1\,260,56 \text{ litri}$$

4. Acidul oxalic se descompune prin încălzire conform următoarei reacţii chimice:

$$\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix} \xrightarrow{t°C} CO_2 + CO + H_2O$$

Caracter reducător puternic are oxidul de carbon, care poate să reducă oxidul de fier după următoarea reacţie:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO = 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Calculăm masa moleculară şi molul oxidului feric şi oxidului de carbon:

m.m. CO = 28 u
1 atom gram Fe = 56 g
1 mol Fe_2O_3 = 164 g; 1 mol CO = 28 g

Calculăm cantitatea de acid oxalic obţinută la punctul —3— al problemei:

2 . 58 g glioxal . . . . 90 g acid oxalic
870 g glioxal . . . . m g acid oxalic

$$M = \frac{870 \cdot 90}{2 \cdot 58} = 675 \text{ g.}$$

Acidul oxalic obţinut, se descompune prin încălzire, conform reacţiei chimice scrise mai sus. Calculăm cantitatea de CO rezultată prin descompunerea celor 675 g acid oxalic.

90 g acid oxalic . . . . 28 g CO
675 g acid oxalic . . . . K g CO

$$k = \frac{675 \cdot 28}{90} = 210 \text{ g CO}$$

Calculăm cantitatea de oxid feric, ce poate fi redusă cu ajutorul celor 210 g CO.

164 g Fe_2O_3 . . . . 2 . 56 g Fe
410 g Fe_2O_3 . . . . b g Fe

$$b = \frac{410 \cdot 2 \cdot 56}{164} = 280 \text{ g Fe}$$

iar dacă ţinem seama că 1 atom-gram de fier are masa egală cu 56, atunci numărul de atomi gram de fier este:

$$n = 280/56 = 5 \text{ atomi gram de fier}$$

3.1.4. Exprimarea rezultatelor analizei în moli şi echivalenţi

Problema nr. 87

Să se calculeze numărul de molecule care se găsesc în 0,1020 moli de apă.

Rezolvare

$A_H = 1$ u
$A_O = 16$ u
$m.m.H_2O = 18$ u
1 atom gram H = 1 g
1 atom gram O = 16 g
1 mol H_2O = 18 g
$N_A = 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule (sau atomi)

unde:
A = masa atomică (nr. de masă)
$m.m.$ = masa moleculară
u = unitate atomică de masă
N = nr. lui Avogadro care ne dă nr. de molecule (atomi) ce se găsesc într-un mol de substanţă (respectiv atom-gram de substanţă)

O moleculă gram (un mol) de apă conţine un număr de molecule egal cu $6{,}023 \cdot 10^{23}$. În datele problemei avem numai 0,1020 moli apă, deci un număr mai mic de molecule. Dacă n' este numărul căutat el va fi egal cu:

$$n' = \frac{0{,}1020 \text{ moli} \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} \text{ molecule}}{1 \text{ mol}} = 0{,}1020 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} \text{ molecule} =$$

$$= 0{,}102 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 0{,}614^{23} \cdot 10 \text{ molecule} = 614 \cdot 10^{20} \text{ molecule}$$

$$R = 614 \cdot 10^{20} \text{ molecule}$$

Problema nr. 88

Să se calculeze numărul de moli, echivalenţi gram şi grame de acid chorhidric necesare pentru a dizolva 1 mol de carbonat de calciu. Faceţi acelaşi calcul pentru 1 echivalent gram $CaCO_3$ şi pentru 1 g $CaCO_3$.

Rezolvare

Ştim că:

1 atom-gram Ca = 40 g
1 atom-gram C = 12 g

1 atom-gram O = 16 g
1 atom-gram H = 1 g
1 atom-gram Cl = 35,5 g
1 mol $CaCO_3$ = 100 g
1 mol HCl = 36,5 g

La dizolvarea $CaCO_3$ în HCl are loc nu numai procesul de dizolvare ca proces fizic, ci are loc şi o reacţie chimică însoţită de degajarea bioxidului de carbon. Se produce fenomenul de efervescenţă datorită degajării de CO_2.

Ecuaţia reacţiei chimice care are loc între $CaCO_3$ şi HCl este următoarea :

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightleftarrows CaCl_2 + H_2CO_3$$

Acidul carbonic rezultat din reacţia dintre carbonatul de calciu şi acidul clorhidric este un acid foarte slab, se descompune imediat în apă şi bioxid de carbon conform reacţiei:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H_2O + CO_2$$

De aceea am mai putea scrie reacţia dintre $CaCO_3$ şi HCl astfel:

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightleftarrows CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Din această ecuaţie rezultă că avem corespondenţele:

1 mol $CaCO_3$ · · · · · · · · 2 moli HCl
1 val $CaCO_3$ · · · · · · · · 1 val HCl
100 g $CaCO_3$ · · · · · · · (2 . 36,5) g HCl = 73 g HCl

Dacă dizolvăm în acidul clorhidric 1 g $CaCO_3$, atunci cantitatea de HCl consumată în reacţie, exprimată în g, moli şi vali va fi:

dacă 100 g $CaCO_3$ reacţionează cu · · 2.36,5 g HCl
atunci 1 g $CaCO_3$ · · · · · · · · · · · x g HCl

$$x = \frac{1\ g \cdot 2 \cdot 36{,}5\ g\ HCl}{100\ g} = \frac{2 \cdot 36{,}5}{100}\ g\ HCl = \frac{73}{100} = 0{,}73\ g\ HCl$$

Cantitatea de 0,73 g HCl o exprimăm în moli şi vali (echiv.-gram), astfel:

$$E_{acid} = \frac{\text{masa moleculară}}{\text{numărul de protoni intraţi în reacţie}}$$

$E_{HCl} = 36{,}5/1 = 36{,}5$
1 val HCl = 36,5 g
x val = 0,73 g HCl

$$x = \frac{0{,}73 \cdot 1}{36{,}5}\ val\ HCl = \frac{0{,}73}{36{,}5} = \frac{73}{365} = 0{,}02\ vali$$

Deoarece 1 mol cîntăreşte 36,5 g, atunci pentru a afla numărul de moli de HCl cuprinşi în cele 0,73 g HCl aplicăm relaţia:

$$n = m/M$$

Unde: n = nr. de moli
m = cantitatea de substanţă = 0,73 g HCl
M = molecula-gram (molul) = 36,5 g HCl
n = 0,73/36,5 = 73/3650 = 0,02 moli HCl

Problema nr. 89

Cu ajutorul unei soluţii de permanganat de potasiu, oxidăm o soluţie de sulfat feros în acid sulfuric. Cîte grame şi cîţi moli, vali de permanganat de potasiu sînt necesari pentru a oxida 1 g, 1 mol şi 1 val de sulfat feros?

Rezolvare

Se scriu masele atomice:

$A_{Fe} = 56$ u $\quad A_H = 1$ u
$A_S = 32$ u $\quad A_K = 39$ u
$A_O = 16$ u $\quad A_M = 55$ u

Ştim că atomul-gram este o cantitate de substanţă exprimată în grame egală numeric cu masa atomică. De aceea am putea scrie că:

1 atom-gram Fe = 56 g $\quad$ 1 atom-gram H 1 g
1 atom-gram S = 32 g $\quad$ 1 atom-gram K = 39 g
1 atom-gram O = 16 g $\quad$ 1 atom-gram Mn = 55 g

Pe baza maselor atomice şi atomilor-gram calculăm masele moleculare şi moleculele gram (molii) pentru $FeSO_4$, H_2SO_4 şi $KMnO_4$:

1 mol $FeSO_4$ = 152 g
1 mol H_2SO_4 = 98 g
1 mol $KMnO_4$ = 158 g

Ecuaţia reacţiei chimice care are loc între sulfatul feros şi permanganatul de potasiu în mediu acid este următoarea:

$$\overset{+2}{Fe}SO_4 + K\overset{+7}{Mn}O_4 + H_2SO_4 \Rightarrow \overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + \overset{+2}{Mn}SO_4 + H_2O$$

iar coeficienţii necesari echilibrului ecuaţiei chimice îi găsim astfel:

$$Fe^{+2} \xrightarrow{-1e^-} Fe^{3+} \quad \Big| \; 5 \; \Big| \; 10 \text{ (reacţie de oxidare)}$$

$$Mn^{+7} \xrightarrow{+5e^-} Mn^{2+} \quad \Big| \; 1 \; \Big| \; 2 \text{ (reacţie de reducere)}$$

Fiind găsiţi coeficienţii stoechiometrici necesari echilibrării ecuaţiei chimice, putem scrie ecuaţia reacţiei de mai sus complet, astfel:

$$10\overset{+2}{Fe}SO_4 + 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 8H_2SO_4 \Rightarrow 5\overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 8H_2O$$

Din ecuaţia reacţiei chimice, observăm că pentru a oxida 10 moli de $FeSO_4$ sînt necesari 2 moli de $KMnO_4$. Pentru a oxida 1 mol de $FeSO_4$ vor fi necesari x moli de $KMnO_4$

$$x = \frac{1 \cdot 2}{10} \text{ moli } KMnO_4 = 2/10 = 1/5 = 0{,}2 \text{ moli } KMnO_4$$

0,2 moli $KMnO_4$ – necesari pentru oxidarea unui mol de $FeSO_4$
Dar 0,2 moli $KMnO_4$ = 0,2158 g = 31,6 g $KMnO_4$ necesari pentru oxidarea a 152 g $FeSO_4$

$$\begin{array}{lcr} 152 \text{ g } FeSO_4 & \cdots\cdots\cdots & 31{,}6 \text{ g } KMnO_4 \\ 1 \text{ g } FeSO_4 & \cdots\cdots\cdots & x \text{ g } KMnO_4 \end{array}$$

$$x = \frac{1 \text{ g} \cdot 31{,}6 \text{ g}}{152 \text{ g}} \cdot \frac{FeSO_4 \cdot KMnO_4}{FeSO_4} = \frac{31{,}6}{152} \text{ g } KMnO_4 = 0{,}207 \text{ g } KMNO_4$$

Transformăm cantitatea de 0,207 g $KMnO_4$ în vali:

$$\begin{array}{lcr} 1 \text{ val } KMnO_4 & \cdots\cdots\cdots & 31{,}6 \text{ g} \\ x \text{ val } KMnO_4 & \cdots\cdots\cdots & 0{,}207 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{0{,}207 \cdot 1}{31{,}6} = 0{,}0065 \text{ vali } KMnO_4$$

Iar pentru numărul de moli folosim formula următoare:

$$n = m/M$$

Unde: n = numărul de moli de permanganat de potasiu = ?
m = cantitatea de permanganat = 0,207 g
M = greutatea moleculară = 158 g

$$n = m/M = 0{,}207/158 = 0{,}0013 \text{ moli } KMnO_4$$

Pentru a calcula numărul de vali de $KMnO_4$ necesari oxidării unui echivalent gram de $FeSO_4$, vom proceda astfel:

$$E_{FeSO_4} = \frac{\text{masa moleculară}}{1e^-} 152/1 = 152 \text{ g}$$

$$E_{KMnO_4} = 158/5 = 31{,}6 \text{ g}$$

$$10 \cdot 152 \text{ g } FeSO_4 \cdots\cdots\cdots\cdots\cdot 2 \cdot 158 \; KMnO_4$$
$$152 \text{ g} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdot x \text{ g}$$

$$x = \frac{152 \cdot 2 \cdot 158}{10 \cdot 152} = 158/5 = 31,6 = 1 \text{ val } KMnO_4 = 0,2 \text{ moli}$$

Sau sintetizînd rezultatele obţinem :

	mo	val	grame
1 moil	0,2	1	31,6
1 va	0,2	1	31,6
1 gram	0,0013	0,00651	0,207

3.1.5. Exprimarea rezultatelor analizei în conţinut de săruri

Problema nr. 90

Se dau următoarele reacţii :

$MgCO_3 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O + CO_2$
$MgCl_2 + Na_2HPO_4 + NH_4OH \rightarrow MgNH_4PO_4 + 2NaCl + H_2O$
$2MgNH_4PO_4 \rightarrow Mg_2P_2O_7 + 2\,NH_3 + H_2O$

Se cere să se calculeze cantitatea de pirofosfat de ·magneziu care se obţine dintrun gram de carbonat de magneziu.

Rezolvare

$$1 \text{ mol } MgCO_3 = 84 \text{ g}; \; 1 \text{ mol } Mg_2P_2O_z = 222 \text{ g}$$

$$84 \text{ g } MgCO_3 \cdots\cdots\cdots\cdots 1/2.222 \text{ g pirofosfat}$$
$$1 \text{ g} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots x \text{ g}$$

$$x = (1 \text{ g} \cdot 1/2 \cdot 222 \text{ g})/84 \text{ g} = 1,32 \text{ g}$$

$$R = 1,32 \text{ g } Mg_2P_2O_7$$

Problema nr. 91

Pentru precipitarea fluorului dintr-o soluţie de fluorură de sodiu cu volumul de 200 ml s-a tratat soluţia cu azotat de plumb şi clorură de potasiu. S-a format un precipitat de fluoroclorură de plumb. Se cere să se calculeze la 1 litru de soluţie :

a. Conţinutul de fluor ;

b. Conţinutul de fluorură de sodiu, dacă greutatea precipitatului de PbClF uscat a fost de 0,3069 g.

Rezolvare

Reacţia chimică dintre fluorura de sodiu, azotatul de plumb şi clorura de potasiu poate fi redată prin următoarea ecuaţie chimică:

$$NaF + Pb(NO_3)_2 + KCl \Rightarrow PbClF + NaNO_3 + KNO_3$$

Sau sub formă ionică avem:

$$(Na^+ + F^-) + (Pb^{2+} + 2NO_3^-) + (K^+ + Cl^-) = PbClF + (Na^+ + NO_3^-) + (K^+ + NO_3^-)$$

1 atom gram Na = 23 g; 1 atom gram Pb = 207 g
1 atom gram F = 19 g; 1 atom gram Cl = 35,5 g

Se scriu masele moleculare:

1 mol NaF = 42 g
1 mol PbClF = 261,5 g
1 mol KCl = 74,5 g

Vom începe rezolvarea acestei probleme cu punctul b deoarece este mult mai simplu să calculăm cantitatea de fluor conţinută de 1 l de soluţie din cantitatea de precipitat de fluoroclorură de plumb.

Precipitatul format, filtrat şi uscat la 105—110°C într-o etuvă a fost cîntărit şi s-a găsit masa egală cu 0,3069 g. Această cantitate de precipitat corespunde unui volum al soluţiei de 200 ml, iar noi vom calcula masa precipitatului care s-ar obţine prin folosirea unui litru de soluţie:

200 ml sol . . . . 0,3069 g p.p.
1 000 ml sol . . . . x g p.p.

$$x = \frac{1\,000 \cdot 0{,}3\,069}{200} = 5 \cdot 0{,}3069 = 1{,}5345 \text{ g PbClF}$$

Pe de altă parte, din ecuaţia reacţiei chimice vedem că pentru a forma 1 mol de PbClF (261,5 g) se consumă 1 mol de NaF (42 g), ceea ce ne permite să scriem că:

dacă 261,5 g PbClF se formează din 42 g NaF
atunci 1,5345 g . . . . y g NaF

$$y = \frac{1{,}5345 \cdot 42}{261{,}5} \text{ g} = \frac{64{,}449}{261{,}5} = \frac{644{,}49}{261{,}5} = 0{,}2464 \text{ g NaF}$$ (aflate la 1 l de soluţie,

a. Pentru a calcula cantitatea de fluor putem pleca fie de la soluţia iniţială, fie de la cantitatea de fluorură de sodiu care se găseşte în vo-

lumul de 1 l (0,2464 g). Scriem următorul calcul:

Dacă 42 g NaF conțin	. . . . 19 g F
atunci 0,2464 g NaF	. . . . z g F

$$z = \frac{0,2464 \cdot 19}{42} = \frac{4,6816}{42} = 0,111 \text{ g fluor}$$

Problema nr. 92

Tratăm o soluție de $KClO_3$ cu acid sulfuros și reducem ionul ClO_3^- pînă la Cl^-. Apoi precipităm ionul Cl^- prin adăugarea unui exces de azotat de argint. După uscare, precipitatul are masa egală cu 0,2442 g. Se cere să se scrie ecuațiile reacțiilor chimice și să se calculeze conținutul de $KClO_3$ din soluție.

Rezolvare

Cloratul de potasiu este o substanță cu caracter oxidant. Mai exact ionul ClO_3^-, în care clorul posedă valența 5+ are proprietatea de a accepta electroni favorizînd transformarea clorului în ioni negativi, fiecare ion posedînd electrovalența −1. Deci în prezența ionului sulfuros SO_3^{2-}, ionul clorat ClO_3^- este redus la Cl^-. Ionul SO_3^{-2} conține sulful la starea cu sarcina electrică +4. Prin cedarea de electroni ionului clorat, ionul de sulf trece în ion cu 6 sarcini pozitive. Reacția are loc între acești ioni, în soluție, adică procesul redox poate fi redat prin următoarea reacție chimică:

$$ClO_3^- + 3SO_3^{2-} - Cl^0 + 3SO_4^{2-}$$

Ionul sulfuros joacă rol de reducător, deoarece pune în libertate electroni (de sulf) iar ionul de clorat, care primește acești electroni joacă rolul de oxidant. Reacția chimică însoțită de o acceptare de electroni se numește reacție de reducere, iar reacția chimică însoțită de o pierdere de electroni se numește reacție de oxidare. În exemplul de mai sus, substanța care cedează electroni joacă rolul de reducător (adică ionul SO_3^{-2}), iar substanța care joacă rolul de oxidant (respectiv ionul ClO_3^-), primește electroni. Ionul Cl^- este precipitat în soluție cu ajutorul ionilor Ag^+ sub formă de clorură de argint. Ecuația acestei reacții chimice este următoarea:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$$

Se scriu masele atomice:

$$A_K = 39 \text{ u}; \quad A_{Cl} = 35,5 \text{ u}$$
$$A_O = 16 \text{ u}; \quad A_{Ag} = 108 \text{ u}$$

iar masele moleculare sînt :

$$1 \text{ mol } KClO_3 = 122{,}5 \text{ g}$$
$$1 \text{ mol } AgCl = 143{,}5 \text{ g}$$

Toată cantitatea de ioni de clor se găsește în precipitatul de clorură de argint, care după uscare are masa de 0,2442 g. Tot clorul conținut de ionul clorat ClO_3^- a trecut în soluție sub formă de Cl^-, iar de aici de precipitat sub formă de AgCl.

Dacă 143,5 g AgCl conțin · · · · · · · · · 35,5 g Cl
0,2442 g AgCl vor conține · · · · · x g Cl

$$x = \frac{0{,}2442 \cdot 35{,}5}{143{,}5} = 0{,}064 \text{ g clor din pp AgCl}$$

În molecula gram a cloratului de potasiu se găsește un ion gram de clor, adică la o cantitate de 122, 5 g clorat corespunde o cantitate de 35,5 g clor. Ținînd seama de aceasta și de faptul că cele x g clor din precipitat provin din clorat, putem scrie că :

dacă 35,5 g Cl se află în · · · · · · · 122,5 g clorat
0,064 g Cl se vor afla în · · · · · · · y g clorat

$$y = \frac{0{,}064 \cdot 122{,}5}{35{,}5} = \frac{7{,}8400}{35{,}5} = 0{,}220 \text{ g } KClO_3$$

Problema nr. 93

O soluție de sulfat de cupru s-a tratat cu tiocianat de potasiu în prezența unui reducător-acidul sulfuros. După uscare, greutatea precipitatului de CuSCN obținut a fost egală cu 0,2058 g. Să se scrie ecuația reacției chimice și să se calculeze cîte grame de sulfat de cupru raportat la sare pentahidratată $CuSO_4 . 5H_2O$ conține soluția.

Rezolvare

După tratarea soluției apoase de sulfat de cupru cu tiocianat de potasiu, în soluție avem ionii de Cu^{2+}, SCN^-, SO_2^{2-} și H_2O. Între acești ioni are loc procesul redox, proces în urma căruia ionul reducător SO_3^{2-} trece în ionul SO_4^{2-}. Ecuația acestei reacții chimice este :

$$2Cu^{2+} + 2CNS^- + \overset{+4}{S}O_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows 2\overset{+1}{Cu}SCN + \overset{+6}{S}O_4^{2-} + 2H^+$$

În acest proces redox ionul Cu^{2+} se reduce deoarece primește 1 e^- de la ionul reducător SO_3^{2-}. În acest ion sulful trece de la sarcina S^{4+}

la sarcina S^{6+}. Ionul care pierde electroni (adică ionul SO_3^{2-}) suferă o reacție de oxidare, dar joacă rolul de reducător.

$$\left.\begin{array}{l} Cu^{2+} \xrightarrow{+1e^-} Cu^{+1} \\ S^{4+} \xrightarrow{-2e^-} S^{+6} \end{array}\right| \begin{array}{l} 2 \\ 1 \end{array}$$

Masele atomice sînt:

$A_{Cu} = 63{,}5$ u ; $A_C = 12$ u ; $A_O = 16$ u ; $A_S = 32$ u ; $A_N = 14$ u

Masele moleculare sînt:

1 mol $CuSO_4 = 159{,}5$ g
1 mol $CuSO_4 \cdot 5H_2O = 249{,}5$ g
1 mol $CuSCN = 121{,}5$ g

Calculăm cantitatea de tiocianat sub formă de piecipitat, uscat și cîntărit cu masa de 0,2058 g:

121,5 g CuSCN . . . . 63,5 g Cu^+
0,2058 g CuSCN . . . . x g Cu^+

$$x = \frac{0{,}2058 \cdot 63{,}5}{121{,}5} = 0{,}1076$$

De asemenea observăm că la 1 mol de tiocianat de cupru corespunde 1 mol de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Acest lucru ne permite să scriem că:

dacă la 1 21,5 g CuSCN . . . . 249,5 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
la 0,2058 g . . . . y g

$$y = \frac{0{,}2058 \cdot 249{,}5}{121{,}5} = \frac{51{,}34710}{121{,}5} = 0{,}4227 \text{ g } CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

La același rezultat putem ajunge dacă ținem seama de cei x g Cu^+ ce se găsesc în precipitatul de tiocianat de cupru:

dacă 249,5 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . . . 63,5 g Cu^+
atunci z g . . . . 0,1076 g Cu^+

$$z = (0{,}1076 \cdot 249{,}5)/63{,}5 = 26{,}84620/63{,}5 = 0{,}4227 \text{ g}$$

Problema nr. 94

Pentru determinarea cantitativă a tiosulfatului de sodiu conținut într-o soluție, acesta a fost oxidat pînă la sulfat, care apoi a fost precipitat sub formă de $BaSO_4$. Să se calculeze cît tiosulfat de sodiu raportat la sarea hidratată $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ conținea cantitatea de soluție luată, dacă masa precipitatului calcinat de $BaSO_4$ a fost egală cu 0,3062 g.

Rezolvare

Putem face oxidarea tiosulfatului pînă la sulfat cu ajutorul apei de clor (HClO) sau cu ajutorul apei de brom HBrO. Ecuaţia acestei reacţii chimice are loc în soluţie apoasă (apa este folosită ca solvent) poate fi redată astfel:

$$Na_2\overset{+4}{S}_2O_3 + 4H\overset{+1}{Br}O + H_2O \rightleftarrows 2NaBr + 2H_2\overset{+6}{S}O_4 + 2HBr$$

Caracterul oxidant al apei de brom cunoscută şi sub numele de acid hipobromos, se datorește faptului că oxigenul este pus foarte ușor în libertate.

$$H\overset{+1}{Br}O \rightleftarrows H\overset{-1}{Br} + O^{\circ}$$

Oxigenul trece de la starea de oxidare —2 la atom neutru, iar bromul trece de la starea de oxidare +1 la starea de ion negativ. În soluţia apoasă procesul redox are loc în felul următor:

În ionul tiosulfat ($S_2O_3^{2-}$) sulful trece de la starea de oxidare +4 la +6. Participă la o reacţie de oxidare deoarece joacă rolul de reducător cedînd ionul BrO^- în care bromul se găsește la starea +1. Bromul acceptă electronii, trece în ion Br^-, iar ionul $S_2O_3^{2-}$ se transformă în $2SO_4^{2-}$

$$\left.\begin{array}{l} S^{+4} \xrightarrow{-2e^-} S^{+6} \\ Br^{+1} \xrightarrow{+2e^-} Br^{-1} \end{array}\right| \begin{array}{l} 2 \\ 2 \end{array}$$

Ionii sulfat SO_4^{2-} au fost colectaţi din soluţie sub formă de precipitat, tratînd soluţia de tiosulfat de sodiu cu o sare solubilă a cationului Ba^{2+} (de exemplu $BaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ etc.). Ecuaţia reacţiei chimice între ionii SO_4^{2-} şi ionii Ba^{2+} este următoarea:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2} \rightleftarrows BaSO_4$$

După filtrare şi calcinare, precipitatul a fost cîntărit şi i s-a găsit o masă de 0,3062 g. Trebuie să determinăm prin calcul matematic-chimic cantitatea iniţială de tiosulfat de sodiu care se găsea în soluţie, raportat la tiosulfatul pentahidratat cu formula $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. Se scriu masele atomice şi moleculare:

$A_{Na} = 23$ u
$A_{Ba} = 137$ u
$A_S = 32$ u
$A_O = 16$ u

1 mol $BaSO_4$ = 233 g; 1 mol H_2SO_4 = 98 g; 1 ion g SO_4^{2-} = 96 g

Calculăm cantitatea de ioni SO_4^{2-} conținută de precipitatul de $BaSO_4$.

233 g . . . . 96 g ion
0,3062 g . . . . x g ion

$$x = 0{,}3062 \cdot 96/233 = 0{,}1275 \text{ g ion } SO_4^{2-}$$

ionul sulfat provine din ionul $S_2O_3^{2-}$ prin oxidarea acestuia. Din ecuația reacției observăm că la un mol tiosulfat corespund 2 ioni gram de SO_4^{2-}, sau 2 moli de sulfat de bariu. Putem scrie:

248 g tiosulfat . . . . 2,96 g ion
y g tiosulfat . . . . 0,1275 g ion

$$y = 248 \cdot 0{,}3062/2 \cdot 96 \cdot 233 = 0{,}162 \text{ g tiosulfat}$$

Problema nr. 95

O soluție de iodură de potasiu a fost tratată cu clorură de paladiu pentru precipitarea iodului. Precipitatul de PdI_2 a fost calcinat într-un curent de hidrogen, fiind redus pînă la paladiu metalic. Să se calculeze conținutul de KI în soluția inițială, dacă greutatea paladiului metalic a fost egală cu 0,2345 g.

Rezolvare

Ecuațiile reacțiilor chimice sînt următoarele:

$$2KI + PdCl_2 = PdI_2 + 2KCl$$

$$PdI_2 \xrightarrow{+H_2 \text{ prin calcinare}} Pd + 2HI$$

Se scriu masele moleculare pentru următoarele substanțe:

1 mol KI = 166 g
1 mol PdI_2 = 361 g

Simplificat pentru calcule avem următoarea schemă:

$$2KI \longrightarrow PdI_2 \longrightarrow Pd$$

Calculăm cantitatea de iodură de paladiu corespunzătoare celor 0,2345 g paladiu metalic:

107 g Pd . . . . 361 g PdI_2
0,2345 g Pd x

$$x = (0{,}2345 \cdot 361)/107 = 0{,}7911 \text{ g } PdI_2$$

Din prima ecuaţie a reacţiei chimice observăm că la 1 mol de PdI_2 corespund 2 moli KI. Deci :

$$\begin{array}{ll} 361\ g\ PdI_2 \cdots\cdots\cdots & 2 \cdot 166\ g\ KI \\ 0,7911\ g\ PdI_2 \cdots\cdots\cdots & y \\ \hline \end{array}$$

$$y = (0,7911 \cdot 332)/361 = 0,7275\ g\ KI$$

Problema nr. 96

Dintr-o soluţie de azotat de argint care conţine ioni de Ag^+, precipităm aceşti ioni sub formă de clorură de argint. Precipitatul uscat şi cîntărit are masa egală cu 0,4206 g. Calculaţi conţinutul de ioni de Ag^+ din soluţie.

Rezolvare

1 mol AgCl = 143,5 g

Din soluţia de azotat de argint se poate precipita ionul Ag^+ cu o altă sare solubilă care să conţină ioni de Cl^-. Vom folosi soluţie de NaCl. Reacţia este :

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

În soluţie, înainte de amestecare, cele două săruri sînt complet disociate, de aceea la amestecarea lor reacţia are loc între ioni :

$$(Ag^+ + NO_3^-) + (Na^+ + Cl^-) \rightarrow AgCl + (Na^+ + NO_3^-)$$

Precipitatul uscat şi cîntărit va avea masa egală cu 0,4206 g. Conţinutul de Ag^+ din soluţie este următorul :

$$\begin{array}{ll} 143,5\ g\ AgCl \cdots\cdots\cdots & 108\ g\ Ag^+ \\ 0,4206\ g \cdots\cdots\cdots & x\ g \\ \hline \end{array}$$

$$x = (0,4206 \cdot 108)/143,5 = 454/1\,435 = 0,316\ g\ Ag^+$$

Problema nr. 97

Dintr-o soluţie de bromură de sodiu, care conţine ioni de Br^-, s-au precipitat aceşti ioni sub formă de bromură de argint. Precipitatul uscat şi cîntărit are masa egală cu 0,2510 g. Calculaţi conţinutul de bromură de sodiu din soluţie.

Rezolvare

Presupunem că am tratat soluţia de bromură de sodiu cu o soluţie ce conţine ionul Ag^+ necesar precipitării ionului Br^-, cum ar fi de exemplu, azotatul de argint. Ecuaţia acestei reacţii chimice este :

$$(Na^+ + Br^-) + (Ag^+ + NO_3^-) \rightarrow AgBr + (Na^+ + NO_3^-)$$

1 mol NaBr = 103 g
1 mol Ag Br = 188 g

Calculăm cantitatea de ion de Br^- conținută de precipitatul AgBr :

188 g AgBr	80 g Br^-
0,2510 g	x g

$$x = (0{,}2510 \cdot 80)/188 = 20{,}08/188 = 2\,008/18\,800 = 0{,}107 \text{ g } Br^-$$

În soluția pe care am tratat-o cu $AgNO_3$ ionul Br^- face parte din compusul ionic NaBr. Cunoscînd cantitatea de Br^- putem calcula cantitatea de sodiu astfel :

80 g Br^-	23 g Na^+
0,107 g Br^-	x g Na^+

$$x = (0{,}107 \cdot 23)/80 = 2{,}461/80 = 0{,}0307 \text{ g } Na^+$$

Adunăm cantitatea de Br^- cu cantitatea de Na^+ și obținem cantitatea de bromură de sodiu din soluție :

$$0{,}1070 + 0{,}0307 = 0{,}1377 \text{ g } Na^+ Br^-$$

Problema nr. 98

Precipităm magneziul dintr-o soluție de clorură de magneziu sub formă de fosfat de amoniu și magneziu cu formula $MgNH_4PO_4$. Prin calcinare masa pirofosfatului de magneziu obținut ($Mg_2P_2O_7$) este egală cu 0,1113 g. Se cer următoarele :

1. Ecuația reacției chimice;
2. Conținutul de ioni de Mg^{2+} din soluție.

Rezolvare

Din soluția de clorură de magneziu am precipitat magneziul sub forma unei săriri duble (fosfat dublu de amoniu și magneziu). Pentru aceasta am saturat soluția apoasă de clorură de magneziu cu hidroxid de amoniu, apoi am adăugat un fosfat solubil cum ar fi de exemplu fosfatul secundar de sodiu (Na_2HPO_4). Reacția chimică ce are loc între clorură de magneziu, hidroxidul de amoniu și fosfatul secundar de sodiu poate fi redată prin următoarea ecuație chimică :

$$MgCl_2 + Na_2HPO_4 + NH_4OH \rightarrow MgNH_4PO_4 + 2NaCl + H_2O$$

Fosfatul dublu de amoniu și magneziu se calcinează trecînd în pirofosfat de magneziu. Ecuația acestei reacții chimice este următoarea :

$$2MgNH_4PO_4 \xrightarrow{t^\circ C} Mg_2P_2O_7 + 2NH_3 + H_2O$$

1 mol $MgCl_2$ = 95,5 g
1 mol $MgNH_4PO_4$ = 137,5 g
1 mol $Mg_2P_2O_7$ = 223,0 g

Se observă din ecuația a doua că pentru a forma 1 mol de pirofosfat se consumă doi moli de fosfat dublu de magneziu și amoniu. Calculăm cantitatea de fosfat de amoniu și magneziu care corespunde celor 0,1113 g pirofosfat de magneziu :

223,0 g pirofosfat · · · · · · 2·137,5 g $MgNH_4PO_4$
0,1113 g · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{0{,}1113 \cdot 137{,}5 \cdot 2}{223{,}0} = \frac{30{,}60}{223} = 0{,}1372 \text{ g}$$

Calculăm cantitatea de clorură de magneziu necesară obținerii celor 0,1372 g fosfat dublu de magneziu și amoniu :

95,5 g $MgCl_2$ · · · · · · · · · 137,5 g $MgNH_4PO_4$
y g $MgCl_2$ · · · · · · · · · 0,1372 g

$$y = \frac{0{,}1372 \cdot 95{,}5}{137{,}5} = \frac{13{,}1}{137{,}5} = 0{,}0952 \text{ g } MgCl_2$$

Conținutul de ioni de Mg^{2+} din soluție este următorul :

95,5 g $MgCl_2$ · · · · · · · · · · · · · 24,5 g Mg^{2+}
0,0952 g · · · · · · · · · · · · · · z g

$$z = \frac{0{,}0952 \cdot 24{,}5}{95{,}5} = \frac{2{,}332}{95{,}5} = 0{,}024 \text{ g ion } Mg^{2+}$$

Problema nr. 99

Dintr-o soluție de sulfat feric precipităm fierul cu amoniac sub formă de hidroxid feric $Fe(OH)_3$. Precipitatul colectat și calcinat are masa egală cu 0,3288 g. Se cer următoarele :

1. Ecuațiile reacțiilor chimice ;
2. Conținutul de ioni de Fe^{3+} ;
3. Conținutul de $Fe_2(SO_4)_3$ în soluție.

Rezolvare

Soluția de sulfat feric se tratează cu o soluție de amoniac și se precipită ionul Fe^{3+} sub formă de hidroxid feric. În timpul calcinării hidroxidului feric din precipitat se descompune.

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH \longrightarrow 2Fe(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$

$$2Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Greutatea oxidului feric obţinut după calcinare este egală cu 0,3288 g.

1 mol $Fe(OH)_3$ = 107 g
1 mol $Fe_2(SO_4)_3$ = 400 g
1 mol Fe_2O_3 = 160 g
1 ion-gram Fe^{3+} = 56 g

Cunoaştem cantitatea de Fe_2O_3 obţinută prin calcinare, deci am putea calcula masa hidroxidului feric din care provine. Mergem cu calculul matematico-chimic de la oxidul feric la sulfatul feric, adică în sensul invers al desfăşurării procesului chimic:

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$$

dacă pentru obţinerea a 160 g Fe_2O_3 se folosesc $2 \cdot 107$ g $Fe(OH)_3$
atunci pentru 0,3288 g . . . . x g $Fe(OH)_3$

$$x = \frac{0,3288 \cdot 2 \cdot 107}{160} \text{ g } Fe(OH)_3 = b \text{ g } Fe(OH)_3$$

Cele b grame de $Fe(OH)_3$ s-au obţinut din sulfatul feric prin tratarea acestuia cu o soluţie de amoniac. Calculăm cantitatea de sulfat feric necesară obţinerii celor b g de hidroxid feric:

Dacă pentru obţinerea a $2 \cdot 107$ g $Fe(OH)_3$ . . 400 g $Fe_2(SO_4)_3$
atunci pentru b g . . . . y g

$$y = \frac{b \cdot 400}{2 \cdot 107} \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \text{ dar } b = \frac{0,3288 \cdot 2 \cdot 107}{160}$$

Înlocuindu-l pe b în expresia lui y vom obţine:

$$y = \frac{b \cdot 400}{2 \cdot 107} = \frac{\frac{0,3288 \cdot 2 \cdot 107}{160} 400}{2 \cdot 107} = \frac{\frac{0,3288 \cdot 2 \cdot 107 \cdot 400}{160}}{2 \cdot 107} = \frac{0,3288 \cdot 2 \cdot 107 \cdot 400}{160} \cdot \frac{1}{2 \cdot 107} =$$

$$= \frac{0,3288 \cdot 2 \cdot 107 \cdot 400}{160 \cdot 2 \cdot 107} \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 = \frac{0,3288 \cdot 10}{16} \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 = \frac{1,6440}{2} \text{ g} =$$

$$= 0,8220 \text{ g } Fe_2(SO_4)_2 \text{ în sol.}$$

necesari obţinerii prin calcinare a celor 0,3288 g Fe_2O_3.

Trebuie să calculăm conţinutul de Fe^{3+} din soluţia de sulfat feric. Vom avea:

dacă 400 g $Fe_2(SO_4)_3$ conțin · · · 2·56 g ion Fe^{3+}
atunci 0,8220 g · · · · · · · · z g ion

$$z = \frac{0,8220 \cdot 2 \cdot 56}{400} = \frac{0,822 \cdot 56}{200} = \frac{0,822 \cdot 14}{50} = \frac{11,508}{50} = 0,2301 \text{ g ion } Fe^{3+}$$

Problema nr. 100

Fierul bivalent a fost oxidat cu acid azotic pînă la fier trivalent într-o soluție de sulfat feros ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$). Apoi fierul trivalent a fost precipitat sub formă de hidroxid feric. Precipitatul calcinat de Fe_2O_3 are masa egală cu 0,2662 g. Se cere:

a. Scrierea ecuațiilor reacțiilor chimice;
b. Conținutul de ioni de Fe^{+};
c. Conținutul de $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

Rezolvare

a. Reacția de oxidare a fierului bivalent la fier trivalent are loc în prezența acidului azotic. Caracter oxidant are ionul NO_3^- în care azotul pentavalent are electrovalența egală cu 5+. El primește electroni de la ionul Fe^{2+}, se reduce trecînd în ion de azotat cu 2 sarcini pozitive care face parte din compusul chimic numit monoxidul de azot. În cazul nostru ionul Fe^{+} pierde 1 electron deci se oxidează crește sarcina lui pozitivă și devine ion Fe^{3+}. Reacția aceasta de oxidare are loc sub acțiunea unui oxidant. Rolul de oxidant îl are acidul azotic mai exact ionul NO_3^-. El se reduce. În concluzie putem spune că: ionul Fe^{2+} se oxidează trecînd în ion Fe^{3+}, deci joacă rolul de reducător;

— ionul NO_3^- se reduce, ionul N^{+5} trece în ion N^{+2}, deci joacă rolul de oxidant.

În soluție, în prima fază a reacțiilor are loc un fenomen de oxido-reducere, numit prescurtat și redox, proces care poate fi redat prin următoarea reacție chimică:

$$3Fe^{1+} + NO_3^- + 4H^+ \rightarrow 3Fe^{3+} + \overset{+2}{NO} + 2H_2O$$

$$\left.\begin{array}{l} Fe^{2+} \xrightarrow{-1e^-} Fe^{3+} \\ N^{+5} \xrightarrow{+3e^-} N^{2+} \end{array}\right| \begin{array}{l} 3 \\ 1 \end{array}$$

b. Ionul feric este apoi precipitat cu ajutorul unei soluții de amoniac, sub formă de hidroxid feric.

$$Fe^{3+} + 3(OH)^- NH_4^+ \rightarrow Fe(OH)_3 + 3NH_4^+$$

Hidroxidul feric obținut se calcinează cînd se transformă în oxid feric, după reacția următoare:

$$2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

În urma procesului de calcinare am obținut o cantitate de oxid feric cu masa de 0,2662 g.

Masele moleculare sînt:

1 mol $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ = 278 g; 1 mol $FeSO_4$ = 152g

1 mol $Fe_2(SO_4)_3$ = 400 g; 1 mol $Fe(OH)_3$ = 107g

1 mol Fe_2O_3 = 160 g

c. Cunoaștem greutatea oxidului feric obținut în urma calcinării, deci putem calcula cantitatea de hidroxid feric, inițial intrată în procesul calcinării:

2·107 g $Fe(OH)_3$ · · · · · · · · · · · · ·160 g Fe_2O_3
x g $Fe(OH)_3$ · · · · · · · · · · · · ·0,2662 g

$$x = 2 \cdot 107 \cdot 0{,}2662/160 \text{ g } Fe(OH)_3$$

107 g $Fe(OH)_3$ · · · · · · · · · · · · · · 56 g Fe
x g $Fe(OH)_3$ · · · · · · · · · · · · · · y g Fe

$$y = 56/107 \cdot x = 56 \cdot 2 \cdot 107 \cdot 0{,}2662/107 \cdot 160$$

3·56 g Fe^{3+} · · · · · · · · · · · · · · 3·56 g Fe^{2+}
y g Fe^{3+} · · · · · · · · · · · · · · Zg Fe^{2+}

$$Z = y = 56 \cdot 2 \cdot 107 \cdot 0{,}2662/107 \cdot 160 = 0{,}187 \text{ g.}$$

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ · · · · · · · · · · · · · · Fe
287 g · · · · · · · · · · · · · · · · · · 56 g Fe
x g · · · · · · · · · · · · · · · · · · 0,187 g Fe

$$x = 187 \cdot 278/56 = 0{,}9283 \text{ g } FeSO_4 \cdot 7H_2O$$

$$x = \frac{0{,}2662 \cdot 2 \cdot 278}{160} = 0{,}92 \text{ g } FeSO_4 \cdot 7H_2O$$

$$y = \frac{0{,}2662 \cdot 2 \cdot 56}{160}\ 0{,}187 \text{ g Fe}$$

Problema nr. 101

Dintr-o soluție de sulfat de aluminiu s-au luat pentru analiză 50 ml din care s-a precipitat ionul SO_4^{2-} sub formă de sulfat de bariu. Greutatea

precipitatului de $BaSO_4$ uscat este egală cu 0,2640 g. Se cere să se calculeze cîte grame conţine 1 l de soluţie:

a) De ioni SO_4^{2-};

b) De sulfat de aluminiu, raportîndu-se la sarea hidratată; $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$

Rezolvare

Presupunem că soluţia noastră de sulfat de aluminiu o tratăm cu o soluţie de azotat de bariu, deci cu o sare solubilă care conţine ionul Ba^+ necesar precipitării ionului SO_4^{2-}. Ecuaţia acestei reacţii chimice este următoarea:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ba(NO_3)_2 \rightleftarrows 3BaSO_4 + 2Al(NO_3)_3$$

Ionic putem scrie ecuaţia acestei reacţii astfel:

$$(2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}) + 3(Ba^{2+} + 2NO_3^-) \rightleftarrows 3BaSO_4 + 2(Al^{3+} + 3NO_3^-)$$

Masele moleculare ale compuşilor sînt următoarele:

1 mol $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g; 1 mol $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ = 666 g
1 mol $BaSO_4$ = 233,5 g; 1 mol $Ba(NO_3)_2$ = 261,5 g;
1 ion gram SO_4^{2-} = 96 g;

a) La primul punct al acestei probleme se cere să se calculeze cantitatea de SO_4^{2-} exprimată în grame, care se găseşte într-un litru de soluţie de sulfat de aluminiu. Ionii de sulfat aflaţi iniţial în cei 50 ml soluţie de sulfat de aluminiu, au fost colectaţi de precipitat, în sulfatul de bariu. Deci pentru a afla cantitatea de ioni de sulfat, vom calcula cantitatea de ioni de sulfat din cele 0,2640 g precipitat.

235,5 g $BaSO_4$ conţin . . . . 96 g ioni SO_4^{2-}
atunci 0,2640 g . . . . x g

$$x = \frac{0{,}2640 \cdot 96}{235{,}5} g$$

Această cantitate de x g ioni SO_4^{2-} se găseşte în cei 50 ml soluţie de sulfat de aluminiu. Într-un ml vom avea o cantitate de 50 ori mai mică adică: y g/ml = (xg ion SO_4^{2-})/50 = (0,2640 ·96)/233,5 ·50 g/ml ion SO_4^{2-}

Într-un litru (1 000 ml) vom avea de 1 000 de ori mai mare cantitatea de ioni SO_4^{2-}:

$$z = \frac{0{,}2640 \cdot 96}{233{,}5 \cdot 50} \cdot 1000 = \frac{0{,}2640 \cdot 96 \cdot 1\,000}{233{,}5 \cdot 50} = \frac{264{,}0 \cdot 96}{233{,}5 \cdot 50} = \frac{25 \cdot 344}{11\,675} =$$

= 2,1708 g ion SO_4^{2-} (g ion SO_4^{2-} într-un ml sol iniţială de sulfat de aluminiu anhidru).

b) Din reacţia chimică de precipitare a ionului Ba^{2+} redată prin următoarea ecuaţie chimică :

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ba(NO_3)_2 \rightleftarrows 3BaSO_4 + 2Al(NO_3)_3$$

observăm că la 3 moli precipitat de sulfat de bariu corespunde 1 mol de sulfat de aluminiu anhidru, sau 1 mol de sulfat de aluminiu hidratat cu 18 mol de H_2O. Apa de hidratare nu influenţează cu nimic mersul reacţiei de precipitare. De aceea, am putea scrie şi astfel :

$$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O + 3Ba(NO_3)_2 \rightleftarrows 3BaSO_4 + 2Al(NO_3)_3 + 18H_2O$$

Pentru rezolvarea acestui punct al problemei am putea folosi două metode :

1. Plecînd de la cantitatea de precipitat de sulfat de bariu cunoscută din datele problemei ;

2. Plecînd de la cantitatea de ioni SO_4^{2-} găsiţi în soluţia cu volumul de 1 l.

1. Din ecuaţia scrisă mai sus între sulfatul de aluminiu hidratat şi sarea de bariu, observăm că la 3 moli precipitat de sulfat de bariu corespunde 1 mol (666 g) sulfat de aluminiu hidratat. Putem scrie :

$$\begin{array}{l} 3 \cdot 233{,}5 \text{ g } BaSO_4 \cdots\cdots 666 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O \\ \quad 0{,}2640 \text{ g} \cdots\cdots\cdots\cdots h \text{ g} \\ \hline h_g = \dfrac{0{,}2640 \cdot 666}{3 \cdot 233{,}5} \text{ g aflate în cei 50 ml soluţie iniţială.} \end{array}$$

Într-un ml soluţie iniţială se vor găsi un număr de i g sulfat de aluminiu, de 50 ori mai puţin adică :

$$i_g = \frac{\dfrac{0{,}2640 \cdot 666}{3 \cdot 233{,}5}}{50} = \frac{0{,}2\,640 \cdot 666}{3 \cdot 233{,}5 \cdot 50}$$

Într-un litru de soluţie vom avea o cantitate de sulfat de aluminiu hidratată de 1 000 de ori mai mult, adică :

$$m_g = 1\,000 \cdot i = 1 \cdot 000 \cdot \frac{0{,}2640 \cdot 666}{3 \cdot 233{,}5 \cdot 50} = \frac{264{,}0 \cdot 666}{233{,}5 \cdot 50} = \frac{264 \cdot 666}{2335 \cdot 15} = 5{,}019 \text{ g}$$

$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ într-un litru

2. La primul punct al problemei, am găsit că soluţia cu volumul de 1 000 ml are un număr de 2,1708 g ioni sulfat. Din această ecuaţie

chimică observăm că la 3 moli ioni SO_4^{2-}, din cele 3 molecule de $BaSO_4$ corespunde 1 mol (666 g) sulfat de aluminiu hidratat:

$$\frac{\begin{array}{ll} 3.96 \text{ g ion } SO_4^{2-} \ldots\ldots & 666 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18\,H_2O \\ 2.1708 \text{ g} \ldots\ldots & n \text{ g} \end{array}}{n_g = (2{,}1708 \cdot 666)/(3 \cdot 96) = 11\,445{,}75/288 = 5{,}019 \text{ g/l}}$$

Problema nr. 102

Calculați cantitatea de precipitat de $BaSO_4$ care se formează prin adăugarea a 100 ml soluție 0,5 m de $Al_2(SO_4)_3$ la 100 ml soluție 2 m de $Ba(NO_3)_2$.

Rezolvare

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ba(NO_3)_2 \rightleftarrows 3BaSO_4 + 2Al(NO_3)_3$$

Calculăm cantitatea de $Al_2(SO_4)_3$ ce se află în 100 ml soluție 0,5 m:

$$\frac{\begin{array}{ll} 1\,000 \text{ ml sol} \ldots\ldots & 0{,}5 \cdot 342 \\ 100 \text{ ml sol} \ldots\ldots & x \text{ g} \end{array}}{x = (100 \cdot 0{,}5 \cdot 342)/(1\,000 = 342/2 \cdot 10 = 17{,}1 \text{ g } Al_2(SO_4)_3}$$

$$\frac{\begin{array}{ll} 1\,000 \text{ ml } Ba(NO_3)_2 \ldots\ldots & 2 \cdot 261 \text{ g} \\ 100 \text{ ml} \ldots\ldots & x \text{ g} \end{array}}{x = (100 \cdot 2 \cdot 261)/1\,000 = 52{,}2 \text{ g azotat de bariu}}$$

$$\frac{\begin{array}{ll} 342 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \ldots\ldots & 3 \cdot 233 \text{ g } BaSO_4 \\ 17{,}1 \text{ g} \ldots\ldots & x \text{ g} \end{array}}{x = 34{,}97 \text{ g pp } BaSO_4}$$

3.1.6. Calculul greutății și al procentului de substanță analizată

Problema nr. 103

Prin tratarea corespunzătoare a 2,851 g strujitură de fontă, s-au obținut 0,0824 g precipitat calcinat de SiO_2. Care este conținutul procentual de siliciu din fonta analizată?

Rezolvare

În cazul problemei noastre avem o fontă silicoasă din care, prin tratare s-a obținut 0,0824 g precipitat calcinat de SiO_2.

$$1 \text{ mol } SiO_2 = 60 \text{ g}$$

$$60 \text{ g } SiO_2 \cdots\cdots\cdots 28 \text{ g Si}$$
$$0{,}0824 \text{ g} \cdots\cdots\cdots x \text{ g Si}$$

$$x = (0{,}0824 \cdot 28)/60 = 0{,}0384 \text{ g Si}$$

$$2{,}851 \text{ g fontă} \cdots\cdots\cdots 0{,}0384 \text{ g Si}$$
$$100 \text{ g} \cdots\cdots\cdots x \text{ g}$$

$$x = (100 \cdot 0{,}0384)/2{,}851 = 3{,}84/2{,}85 = 1{,}34\% \text{ Si}$$

Problema nr. 104

Prin tratarea corespunzătoare a 0,2466 g aliaj de argint s-au obținut 0,2675 g precipitat de AgCl. Calculați conținutul procentual de argint din aliaj.

Rezolvare

Halogenii se combină cu Ag numai la cald și formează halogenurile respective ce au formula generală AgX. Convenabil este să tratăm Ag la o ușoară încălzire cu HNO_3 concentrat. Are loc reacția :

$$3Ag^{\circ} + 4HN^{5+}O_3 \rightleftarrows 3Ag^{1+}NO_3 + 2H_2O + N^{2+}O$$

Tratăm soluția cu o clorură sau cu HCl concentrat :

$$AgNO_3 + HCl \rightleftarrows AgCl + (H^+ + NO_3^-)$$

Reacția are loc în prezența apei ca solvent, deci atît sarea cît și (solventul) acidul sînt complet disociate. Ionic putem scrie reacția :

$$(Ag^+ + NO_3^-) + (H^+ + Cl^-) = AgCl + (H^+ + NO_3^-)$$

Celălalt metal din aliajul de argint, de exemplu cuprul, nu influențează mersul reacției chimice.

Calculăm cantitatea de argint din cele 0,2675 g precipitat de clorură de argint.

$$1 \text{ mol AgCl} = 143{,}5 \text{ g}$$

$$143{,}5 \text{ g AgCl} \cdots\cdots\cdots 108 \text{ g Ag}$$
$$0{,}2675 \text{ g AgCl} \cdots\cdots\cdots x \text{ g}$$

$$x = \frac{0{,}2675 \cdot 108}{143{,}5} = 0{,}201$$

Trebuie să raportăm conținutul de argint din aliaj, la 100 g aliaj, adică trebuie să găsim compoziția procentuală a aliajului respectiv.

$$\frac{\text{Dacă } 0{,}2466 \text{ g aliaj conțin} \cdots\cdots\cdots\cdots \; x \text{ g Ag}}{100 \text{ g} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots \; y \text{ g Ag}}$$

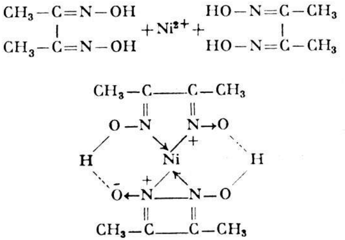
$$y = \frac{\dfrac{0{,}2675 \cdot 108 \cdot 100}{143{,}5}}{0{,}2466} = \frac{100 \cdot 0{,}2675 \cdot 108}{0{,}2466 \cdot 143{,}5} \text{ g}$$

Problema nr. 105

Din 1,086 g oțel special, după dizolvarea și tratarea soluției cu reactivul lui Ciugaev, nichelul a fost precipitat sub formă de nichel-dimetilglioximă. Precipitatul uscat a cîntărit 0,2136 g. Să se calculeze conținutul procentual de nichel în oțelul analizat.

Rezolvare

Dimetilglioxima este un reactiv caracteristic pentru nichel, cu care formează un complex de culoare roșie. Reacția chimică ce are loc între ionii Ni^{2+} și dimetilglioxima este următoarea :



Nichel dimetilglioximă (culoare roșie)

Precipitatul uscat de nichel dimetilglioximă cîntărește 0,2136 g. El provine din cele 1,086 g oțel special, care a fost dizolvat și tratat cu reactivul Ciugaev pentru precipitarea ionului Ni^{2+}.

Determinăm cantitatea de nichel din precipitat prin următorul calcul :

$$\frac{289 \text{ g p. p.} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots \; 59 \text{ g Ni}}{0{,}2136 \text{ g p. p.} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots \; x \text{ g Ni}}$$

$$x = \frac{0{,}2136 \cdot 59}{289} =$$

$$\frac{\begin{array}{lr} 1{,}086 \text{ g oțel} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g Ni} \\ 100 \text{ g oțel} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots & y \text{ g Ni} \end{array}}{y = \frac{100 \cdot x}{1{,}086} = \frac{(0{,}2136 \cdot 59)/289}{1{,}086} = \frac{0{,}2136 \cdot 59}{289 \cdot 1{,}086} \cdot 100 = 0{,}55\ \%}$$

Problema nr. 106

Dintr un oțel special sub formă de strujitură cu masa de 2,051 g s-a obținut prin tratarea corespunzătoare a 0,1898 g precipitat calcinat de WO_3. Calculați conținutul procentual de wolfram în oțelul analizat.

Rezolvare

m.m. WO_3 = 232 u

$$\frac{\begin{array}{lr} \text{Dacă } 232 \text{ g } WO_3 \cdots\cdots\cdots\cdots & 184 \text{ g W} \\ 0{,}1898 \text{ g } WO_3 \cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g W} \end{array}}{x = \frac{0{,}1898 \cdot 184}{232} =}$$

$$\frac{\begin{array}{lr} \text{dacă } 2{,}051 \text{ g oțel} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g W} \\ 100 \text{ g oțel} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots & y \text{ g W} \end{array}}{y = \frac{100 \cdot x}{2{,}051} \text{ dar } x = \frac{0{,}1898 \cdot 184}{2{,}051 \cdot 232}}$$

după înlocuirea lui x în formula lui y vom obține :

$$y = \frac{100 . x}{2{,}051} = \frac{\frac{0{,}1898 \cdot 184}{232} \cdot 100}{2{,}051} = \frac{0{,}1898 \cdot 184}{2{,}051 \cdot 232} \cdot 100 = 7{,}33\ \%$$

Problema nr. 107

La analiza unei probe de silicat cu masa de 0,6805 g s-au obținut 0,155 g uranil acetat de zinc și sodiu, cu compoziția chimică $NaZn(UO_2)_3 . (C_2H_3O_2)_9 . 6\ H_2O$. Calculați conținutul procentual de Na_2O din acest silicat.

Rezolvare

m.m. Na_2O = 62 u

m.m. $NaZn(UO_2)_3 \cdot (C_2H_3O_2)_9 \cdot 6\ H_2O$ = 1551,37

1. Calculăm cantitatea de sodiu metalic conținută de cele 0,1455 g uranil acetat. Avem :

$$\begin{array}{ll} 1551{,}37 \text{ g uranil acetat} \cdots\cdots\cdots & 23 \text{ g Na} \\ 0{,}1455 \text{ uranil acetat} \cdots\cdots\cdots & x \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{0{,}1455 \cdot 23}{1\,551{,}57}$$

2. Această cantitate de x g provine din cele 0,6805 g silicat luat ca probă pentru analiză. De asemenea, mai observăm că pentru 2.23 g sodiu avem o cantitate corespunzătoare de oxigen egală cu 16 g. Calculăm cantitatea de oxigen corespunzătoare celor x g Na. Vom avea:

$$\begin{array}{ll} 2 \cdot 23 \text{ g Na} \cdots\cdots\cdots & 16 \text{ g } O_2 \\ x \text{ g Na} \cdots\cdots\cdots & y \text{ g } O_2 \end{array}$$

$$y = \frac{X \cdot 16}{2 \cdot 23} = \frac{(0{,}1\,455 \cdot 23)/1\,270{,}5}{2 \cdot 23} = \frac{0{,}1455 \cdot 23 \cdot 16}{2 \cdot 23 . 1\,551{,}37} = \frac{0{,}1\,455 \cdot 16}{2 \cdot 1551{,}37}$$

3. Din x g sodiu și y g oxigen obținem z g Na_2O corespunzător probei de analizat cu masa de 0,6805 g:

$$x_g\text{Na} + y_g O_2 = z_g Na_2O$$

$$\frac{0{,}1455 \cdot 23}{1551{,}37} \text{ g Na} + \frac{0{,}1455 \cdot 16}{2 \cdot 1551{,}37} \text{g } O_2 = \frac{20 \cdot 1455 \cdot 23 + 0{,}1455 \cdot 16}{2 \cdot 1551{,}37} = z$$

Calculăm % Na_2O, astfel:

$$\begin{array}{ll} \text{dacă } 0{,}6805 \text{ g silicat} \cdots\cdots\cdots & z \text{ g } Na_2O \\ \text{atunci } 100 \text{ g silicat} \cdots\cdots\cdots & h \text{ g } Na_2O \end{array}$$

$$h = \frac{100 \cdot Z}{0{,}6805}$$

Înlocuind valoarea lui z în valoarea lui h vom obține:

$$h = \frac{100 \cdot Z}{0{,}6805} = \frac{100\left(\frac{(2 \cdot 23 \cdot 0{,}1455) + (16 \cdot 0{,}1455)}{2 \cdot 1\,270{,}5}\right)}{0{,}6805} =$$

$$= \left(\frac{(2 \cdot 23 \cdot 0{,}1455) + (16 \cdot 0{,}1455)}{2 \cdot 0{,}6805 \cdot 1\,270{,}5}\right) \cdot 100 = \frac{0{,}1455(46+16)}{2 \cdot 0{,}6805 \cdot 1270{,}5} \cdot 100 =$$

$$= \frac{0{,}1455 \cdot 62}{1{,}3610 \cdot 1\,270{,}5} \cdot 100 = \frac{9{,}0272}{1\,729{,}15} \cdot 100 = \frac{902{,}72}{1\,729{,}15} = 0{,}52 \text{ g } Na_2O$$

$$\text{sau } 52\% \; Na_2O$$

Problema nr. 108

Prin analiza unei probe de granit cu masa de 1,066 g s-au obținut 0,0198 g precipitat calcinat de $P_2O_5 \cdot 24\,MoO_3$. Calculați conținutul procentual de fosfor și P_2O_5 din această probă.

Rezolvare

Pentru determinarea conţinutului procentual de fosfor avem următoarele etape:

1. calculăm conţinutul de fosfor din cele 0,0198 g precipitat calcinat de $P_2O_5 \cdot 24\, MoO_3$. Avem:

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{dacă cele 3 598 g p.p. calcinat conţin} \cdots & 2 \cdot 31 \text{ g P} \\ \text{atunci 0,0198 g p.p.} \cdots\cdots\cdots & x \text{ g P}\end{array}}{x = \dfrac{0{,}0198 \cdot 2 \cdot 31}{3\,598} \text{ g P în cele 0,0198 g pp calcinat sau 1,096 g granit}}$$

2. Cunoaştem cantitatea de x g P corespunzătoare celor 1,096 g granit şi vom determina cantitatea de fosfor corespunzătoare la 100 g granit. Avem:

$$\frac{\begin{array}{ll}1{,}096 \text{ g granit} \cdots\cdots\cdots & x \text{ g fosfor} \\ 100 \text{ g granit} \cdots\cdots\cdots & y \text{ g fosfor}\end{array}}{y = \dfrac{100 \cdot x}{1{,}096}; \quad x = \dfrac{0{,}0198 \cdot 2 \cdot 31}{3\,598}}$$

După înlocuirea lui x în expresia lui y vom obţine:

$$y = \frac{100 \cdot x}{1{,}096} = \frac{100 \dfrac{0{,}0198 \cdot 2 \cdot 31}{3\,598}}{1{,}096} = \frac{\dfrac{0{,}0198 \cdot 2 \cdot 31}{3\,598}}{1{,}096} \cdot 100 = \frac{0{,}0198 \cdot 2 \cdot 31}{1{,}096 \cdot 3\,598} \cdot 100 =$$

$$= \frac{0{,}0198 \cdot 62}{1{,}096 \cdot 3\,598} \cdot 100 = \frac{1{,}2276}{3\,945{,}5} \cdot 100 = \frac{122{,}76}{3\,945{,}5} = 0{,}0311 \text{ g fosfor}$$

în 100 g granit, sau 0,0311 % P.

Determinăm compoziţia procentuală a pentaoxidului de fosfor. În primul calcul ne vom referi la conţinutul de pentaoxid de fosfor în proba de precipitat analizat, care are masa de 0,0198 g. Avem:

$$\frac{\begin{array}{ll}3\,598 \text{ g p.p. calcinat conţine} \cdots & 142 \text{ g } P_2O_5 \\ 0{,}0198 \text{ g p.p.} \cdots\cdots\cdots & x \text{ g } P_2O_5\end{array}}{x = \dfrac{0{,}0198 \cdot 142}{3\,598} \text{ g } P_2O_5}$$

Precipitatul calcinat provine din cele 1,096 g granit, deci trebuie să cunoaştem cantitatea corespunzătoare de P_2O_5 la 100 g granit. Avem;

$$\frac{\begin{array}{ll}1{,}096 \text{ g granit conţin} \cdots\cdots\cdots & x \text{ g } P_2O_5 \\ 100 \text{ g granit} \cdots\cdots\cdots & y \text{ g } P_2O_5\end{array}}{y = \dfrac{100\, x}{1{,}096}; \text{ dar} \qquad x = \dfrac{0{,}0198 \cdot 142}{3\,598}}$$

$$y=\frac{100\cdot x}{1,096}=\frac{100\frac{0,0198\cdot 142}{3\,598}}{1,096}=\frac{0,0198\cdot 142}{3\,598\cdot 1,096}\cdot 100=0,071 \text{ g } P_2O_5$$

Problema nr. 109

O probă de apatit cu masa de 0,1112 g a dat la analiză 0,9926 g precipitat de $(NH_4)_3PO_4\cdot 12\,MoO_3$. Calculaţi conţinutul procentual de fosfor şi de P_2O_5 din această probă.

Rezolvare

Scriem masele moleculare : *m.m.* P_2P_5 = 142 u ; *m.* m $(NH_4)_3PO_4\cdot$ $\cdot\, 12\,MoO_3$ = 1877 u. Calculăm conţinutul procentual de fosfor din apatit :

1 877 g pp · · · · · · · · · · · · · · · 31 g fosfor
0,9926 g pp · · · · · · · · · · · · · · · x g fosfor

$$x = (0,9926\cdot 31)/1877$$

Această cantitate de x g fosfor provine din cele 0,1112 g apatit deci am putea cunoaşte cît fosfor revine la 100 g apatıt.

0,1112 g apatit · · · · · · · · · · · · · x g fosfor
100 g apatit · · · · · · · · · · · · · · · y g fosfor

$$y=\frac{100\cdot x}{0,1112} \qquad \text{dar } x=\frac{0,9926\cdot 31}{1\,877}$$

Prin înlocuirea lui x în expresia lui y obţinem :

$$y=\frac{100\cdot x}{0,1112}=\frac{100\frac{0,9926\cdot 31}{1\,877}}{0,1112}=\frac{0,9926\cdot 31}{0,1112\cdot 1\,877}\cdot 100=\frac{30,77}{208,71}\cdot 100=$$

$$=\frac{3\,077}{208,71}=14,7\% \text{ fosfor}$$

Determinăm conţinutul procentual de pentaoxid de fosfor : dacă 1877 g p.p. $(NH_4)_3\cdot PO_4\cdot 12\,MoO_3$ conţine 31 g fosfor, să calculăm cît oxigen revine acestui fosfor pentru a forma molecula de pentaoxid. Mai exact să calculăm cît oxigen revine celor x g fosfor găsite în cele 0,9926 g precipitat.

la 62 g P din P_2O_5 corespunde · · · · · $5\cdot 16$ g O_2
atunci la x g P · · · · · · · · · · · · · $\cdot 2$ g O_2

$$z=\frac{x\cdot 5\cdot 16}{62} \qquad \text{dar } x=\frac{0,9926\cdot 31}{1\,877}$$

După înlocuirea lui x în expresia lui z obținem :

$$z = \frac{x \cdot 5 \cdot 16}{62} = \frac{\frac{0,9926 \cdot 31}{1\,877} \cdot 5 \cdot 16}{62} = \frac{0,9926 \cdot 31 \cdot 5 \cdot 16}{1\,877 \cdot 62} = \frac{0,9926 \cdot 5 \cdot 16}{1\,877 \cdot 2} =$$

$$= \frac{0,9926 \cdot 5 \cdot 8}{1\,877} = \frac{0,9926 \cdot 40}{1\,877} = \frac{39,7040}{1\,877} = 0,021$$ g oxigen necesar celor x g fosfor din 0,9926 g precipitat pentru a forma P_2O_5.

Dacă adunăm cantitatea de x g fosfor cu cele z g oxigen obținem numărul de grame de pentaoxid din cele 0,9926 g precipitat. Fie d această sumă :

$$d = x + z$$

$$x = (0,9926 \cdot 31)/1877 \text{ și } z = (x \cdot 5 \cdot 16)/62$$

$$d = x + z = \left(\frac{0,9926 \cdot 31}{1\,877}\right) + \left(\frac{x \cdot 5 \cdot 16}{62}\right) = \left(\frac{0,9926 \cdot 31}{1\,877}\right) + \left(\frac{0,9926 \cdot 5 \cdot 16}{1\,877 \cdot 62}\right) =$$

$$= \frac{0,9926 \cdot 31}{1\,877}\left(1 + \frac{5 \cdot 16}{62}\right) = \frac{0,9926 \cdot 31}{1\,877}\left(\frac{62 + 5 \cdot 16}{62}\right) = \frac{30,7706}{1\,877}\left(\frac{62+80}{62}\right) =$$

$$= \frac{30,7706}{1\,877} \cdot \frac{142}{62} = \frac{30,7706 \cdot 142}{1877 \cdot 62} = \frac{4\,369,3}{116\,574} = 0,037 \text{ g } P_2O_5$$

În concluzie 0,037 g pentaoxid se găsesc în cele 0,9926 g p.p. calcinat sau în cele 0,1112 g apatit.

Raportînd la 100 g apatit obținem concentrația procentuală de pentaoxid. Avem următorul calcul :

dacă la 0,1112 g apatit corespund · · · 0,037 g P_2O_5
atunci la 100 g apatit · · · · · · · · · h g P_2O_5

$$h = \frac{100 \cdot 0,037}{0,1112} = \frac{3,7}{0,1112} = 33,2\%\ P_2O_5$$

Problema nr. 110

Dintr-o probă de clorură de potasiu impurificată cu clorură de sodiu, cu masa egală cu 0,1341 g s-a determinat conținutul de potasiu prin precipitare sub formă de $KClO_4$. Greutatea precipitatului este egală cu 0,2206 g. Calculați conținutul procentual de KCl din proba analizată.

Rezolvare

Avem o probă de clorură de potasiu impurificată cu clorură de sodiu care are masa de 0,1341 g. Precipităm KCl sub formă de $KClO_4$,

iar precipitatul obținut are masa de 0.2206 g. Trebuie să determinăm conținutul procentual de KCl din proba analizată impurificată cu NaCl.

$$KCl \longrightarrow KClO_4$$

În reacția de precipitare, la 1 mol de KCl corespunde 1 mol de $KClO_4$. Cunoscînd masa precipitatului format putem calcula cantitatea de KCl din proba de analizat.

1 mol KCl = 74,5 g
1 mol $KClO_4$ = 138,5 g

dacă 138,5 g $KClO_4$ · · · · · · · · · · 74,5 g KCl
0,2206 g $KClO_4$ · · · · · · · · · · · x g KCl

$$x = (0{,}2206 \cdot 74{,}5)/138{,}5 \text{ g KCl}$$

Cantitatea de x g KCl se găsește în proba de analizat cu masa de 0,1341 g. Putem determina cantitatea de KCl din 100 g probă de analizat. Avem :

dacă 0,1341 g probă · · · · · · · · · · · x g KCl
atunci 100 g probă · · · · · · · · · · · y g KCl

$$y = \frac{100 \cdot x}{0{,}1341} = \frac{100\frac{0{,}2206 \cdot 74{,}5}{138{,}5}}{0{,}1341} = \frac{0{,}2206 \cdot 74{,}5}{0{,}1341 \cdot 138{,}5} \cdot 100 = \frac{16{,}434}{18{,}572} \cdot 100 =$$

$$= \frac{16{,}434 \cdot 100}{18{,}572} = 0{,}8848 \cdot 100 = 88{,}48\% \text{ KCl}$$

Problema nr. 111

Prin tratarea corespunzătoare a 0,2790 g alaun de aluminiu și potasiu s-au obținut 0,2584 g $BaSO_4$. Calculați conținutul procentual de $KAl(SO_4)_2 \cdot 12\,H_2O$ din proba analizată.

Rezolvare

Putem trata soluția de alaun cu o soluție de clorură de bariu. Ionul Ba^{2+} va reacționa cu ionul SO_4^{2-} din soluție și se formează sulfatul de de bariu. Este o reacție caracteristică pentru ionul Ba^{2+} și SO_4^{2-}. Reacția chimică poate fi redată prin următoarea ecuație :

$$KAl(SO_4)_2 \cdot 12\,H_2O + 2\,BaCl_2 = 2\,BaSO_4 + KCl + AlCl_3 + 12\,H_2O$$

Ionic, ecuația acestei reacții chimice poate fi redată astfel :

$$(K^+Al^{3+} + 2\,SO_4^{2-}) \cdot 12\,H_2O + (Ba^{2+} + 2Cl^-) = 2BaSO_4 + (K^+ + Cl^-) +$$
$$+ (Al^{3+} + 3\,Cl^-)$$

Din această ecuație chimică observăm că 1 mol alaun de potasiu şi aluminiu corespund la 2 moli de sulfat de bariu.

Cunoaştem următoarele date:

0,2690 = masa probei pentru analiză
0,2584 = masa precipitatului de sulfat de bariu formată

Masele moleculare în grame sînt:

1 mol $KAl(SO_4)_2 \cdot 12\,H_2O$ = 474 g
1 mol $BaSO_4$ = 233,5 g

dacă 233,5 g $BaSO_4$ pp · · · · · · · · 137,5 g Ba^{2+}
atunci 0,2584 g $BaSO_4$ · · · · · · · · · x g Ba^{2+}

$x = (0{,}2584 \cdot 137{,}5)/233{,}5$ g Ba^{2+} aflat în 0,2584 g p.p. sau în 0,2790 g probă pentru analiză

dacă $2 \cdot 137{,}5$ g ion Ba^{2+} · · · · · · · · · $2 \cdot 96$ g SO_4^{2-}
atunci x g ion Ba^{2+} · · · · · · · · · · · y g SO_4^{2-}

$$y = \frac{x \cdot 2 \cdot 96}{2 \cdot 137{,}5} = \frac{96 \cdot x}{137{,}5} \text{ g ion } SO_4^{2-} \text{ în proba de analizat}$$

dacă la $2 \cdot 96$ g SO_4^{2-} · · · · · · · · · · 474 g alaun
atunci la y g SO_4^{2-} · · · · · · · · · · · z g alaun

$$z = \frac{y \cdot 474}{2 \cdot 96} \text{ dar } y = \frac{96 \cdot x}{137{,}5}$$

$$z = \frac{474 \cdot y}{2 \cdot 96} = \frac{474 \cdot \frac{96 \cdot x}{137{,}5}}{2 \cdot 96} = \frac{\frac{474 \cdot 96 \cdot x}{137{,}5}}{2 \cdot 96} = \frac{474 \cdot 96 \cdot x}{137{,}5 \cdot 2 \cdot 96}$$

$$= \frac{474 \cdot 96 \cdot \frac{0{,}2584 \cdot 137{,}5}{233{,}5}}{137{,}5 \cdot 2 \cdot 96} = \frac{474 \cdot 96 \cdot 0{,}2584 \cdot 137{,}5}{137{,}5 \cdot 2 \cdot 96 \cdot 233{,}5} = \frac{474 . 0{,}2484}{2 . 233{,}5} =$$

$$= \frac{126{,}48}{467{,}0} = \frac{126{,}48}{467} = 0{,}2622 \text{ g}$$

dacă 0,2790 g probă · · · · · · · · · · 0,2622 g alaun
atunci 100 g probă · · · · · · · · · · m g alaun

$$m = \frac{100 \cdot 0{,}2622}{0{,}2790} = \frac{26{,}22}{0{,}2790} = 93{,}97\% \text{ alaun}$$

Pentru rezolvarea acestei probleme am putea aplica o metodă mai directă. Din ecuația reacției de precipitare observăm că la 2 moli de sulfat de bariu corespunde 1 mol alaun. Ținînd seama de aceasta avem:

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{dacă la } 2\cdot233{,}5 \text{ g } BaSO_4 \cdots\cdots & 474 \text{ g alaun}\\ \text{la } 0{,}2584 \text{ g} \cdots\cdots & x \text{ g alaun}\end{array}}{x = \frac{0{,}2584 \cdot 474}{2 \cdot 233{,}5} \text{ g alaun}}$$

Această cantitate x g alaun se găsește în cele 0,2790 g probă pentru analiză. Putem scrie următoarele :

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{dacă } 0{,}2790 \text{ g probă} \cdots\cdots & x \text{ g alaun}\\ \text{atunci } 100 \text{ g} \cdots\cdots & y \text{ g alaun}\end{array}}{y = (100 \cdot x)/0{,}2790 \text{ dar } x = (0{,}2584 \cdot 474)/(2 \cdot 233{,}5)}$$

Deci :

$$y = (100 \cdot x)\ 0{,}2790 = 100 \cdot (0{,}2584 \cdot 474)/(2 \cdot 233{,}5)/0{,}2790 =$$

$$= (122{,}481/130{,}293) \cdot 100 = 94{,}0035\%$$

Problema nr. 112

O probă de $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ nu conține nici o umiditate în afară de apa de cristalizare și are masa egală cu 0,5078 g. Printr-o calcinare atentă, proba pierde apa de cristalizare, egală cu 0,0742 g. Calculați conținutul procentual de $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ în proba analizată.

Rezolvare

$$1 \text{ mol } BaCl_2 \cdot 2H_2O = 244{,}5 \text{ g}$$

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{dacă } 0{,}5078 \text{ g probă} \cdots\cdots & 0{,}0742 \text{ g}\\ \text{atunci } 100 \text{ g} \cdots\cdots & x \text{ g}\end{array}}{x = (100 \cdot 0{,}0742)/0{,}5078 = 14 \cdot 61 \text{ g}}$$

Masa probei luată în analiză după calcinare este egală cu :

$$0{,}5078 - 0{,}0742 = 0{,}4336 \text{ g}$$

și reprezintă cantitatea de $BaCl_2$ fără apa de hidratare.

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{dacă } 244{,}5 \text{ g } BaCl_2 \cdot 2H_2O \cdots\cdots & 2 \cdot 18 \text{ g apă}\\ \text{atunci } 0{,}5078 \text{ g} \cdots\cdots & y\end{array}}{y = (0{,}5078 \cdot 2 \cdot 18)/244{,}5 = 0{,}0747 \text{ g}}$$

Proba noastră avea înainte de calcinare masa egală cu 0,5078 g, iar după calcinare 0,4336 g. Din aceste grame pierderi, revin apei 0,0747 g iar diferența 0,0098 reprezintă impurități. Deci pierderile prin impurități

străine scăzute din masa probei ne dau masa unei probe de BaCl hidratată. Avem pentru proba noastră:

$$0{,}5078 - 0{,}0098 = 0{,}4980 \text{ g}$$

dacă 0,5078 g probă · · · · · 0,4980 g $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
atunci 100 g · · · · · · · · · · z g

$$z = (100 \cdot 0{,}4980)/0{,}5078 = 98{,}07\% \ BaCl_2 \cdot 2H_2O$$

Problema nr. 113

Pentru a analiza conținutul de sulf dintr-o fontă s-a procedat în modul următor: s-au luat 5,904 g și s-au dizolvat în acid clorhidric iar hidrogenul sulfurat degajat din sulfura de fier a fost îndepărtat prin distilare și absorbit dintr-o soluție de sare de cadmiu. Sulfura de cadmiu a fost tratată cu o soluție de sulfat de cupru în exces iar sulfura de cupru obținută a fost calcinată. După calcinare s-au obținut 0,0732 g CuO. Să se calculeze conținutul procentual de sulf din fonta analizată.

Rezolvare

În procesul de elaborare a fontei, pe lîngă fier și carbon, elemente constituente de bază, apar și alte elemente, nedorite în cantități prea mari, deoarece modifică proprietățile acesteia. Printre aceste elemente se află și sulful. Se află în fontă sub formă de sulfură feroasă, adică combinat cu fierul. În problema noastră o probă de fontă s-a dizolvat la cald în acid clorhidric. Sulfura de fier din fontă reacționează cu acest acid și se degajă hidrogenul sulfurat. Ecuația reacției chimice este următoarea:

$$FeS + 2\ HCl \rightleftarrows FeCl_2 + H_2S$$

Hidrogenul sulfurat (acidul sulfhidric) degajat și îndepărtat prin distilare este absorbit într-o soluție de sare de cadmiu, de exemplu $Cd(NO_3)_2$. Ecuația reacției chimice este următoarea:

$$H_2S + Cd(NO_3)_2 + CuSO_4 \Rightarrow CuS + 2HNO_3 + CdSO_4$$

Precipitatul de sulfură de cupru se supune unei operații de calcinare, cînd se obține o cantitate de 0,0732 g precipitat calcinat de CuO. Ecuația acestei reacții chimice este:

$$CuS + 3/2O_2 \xrightarrow{\text{calcinare}} CuO + SO_2$$

Acest șir de reacții succesive poate fi redat simplificat în modul următor:

$$S(\text{din } FeS) \rightarrow H_2S \rightarrow CdS \rightarrow CuS \xrightarrow{\text{calcinare}} CuO$$

Din reacția de mai sus observăm că la 1 atom gram de S corespunde 1 mol de CuO. Deci putem calcula conținutul unui element nu după greutatea substanței care conține acest element ci după greutatea unei substanțe străine.

În cazul nostru, putem calcula greutatea sulfului după greutatea CuO precipitat, fără a mai calcula H_2S, CdS și CuS.

1. Calculăm cantitatea de sulf corespunzătoare celor 0,732 g precipitat de CuO, știind că la 1 mol corespunde 1 atom gram de S. Scriem masele atomice :

$$m.\text{m. CuO} = 79{,}5 \text{ g}$$

Dacă 32 g S · · · · · · · · · · · · · 79,5 g CuO
atunci x g S · · · · · · · · · · · · · 0,0732 g CuO

$$x = \frac{0{,}0732 \cdot 32}{79{,}5}$$

2. Aceste x g sulf corespund celor 5,904 g fontă care constituie proba de analizat. Trebuie să calculăm cantitatea de sulf corespunzătoare la 100 g fontă.

Dacă 5,904 g fontă · · · · · · · · · · · x g sulf
atunci 100 g fontă · · · · · · · · · · · y g sulf

$$y = \frac{100 \cdot x}{5{,}904} = \frac{x}{5{,}904} \cdot 100 \; ; \quad x = \frac{0{,}0732 \cdot 32}{79{,}5}$$

După înlocuirea valorii lui x în expresia lui y vom obține :

$$y = \frac{x}{5{,}904} \cdot 100 = \frac{\frac{0{,}0732 \cdot 32}{79{,}5}}{5{,}904} \cdot 100 = \frac{0{,}0732 \cdot 32}{5{,}904 \cdot 79{,}5} \cdot 100 = \frac{7{,}32 \cdot 32}{5{,}904 \cdot 79{,}5} =$$

$$= \frac{234{,}24}{469{,}36} = \frac{23\,424}{46\,936} = 0{,}49\% \text{ sulf} \simeq 0{,}50\% \text{ sulf}$$

Problema nr. 114

Se dizolvă 0,5210 g calcar, iar după precipitările respective și după calcinare s-au obținut, 0,2218 g CaO și 0,0146 g $Mg_2P_2O_7$. Calculați conținutul procentual de $CaCO_3$ și $MgCO_3$ în calcarul analizat.

Rezolvare

Presupunem că tot calciul și magneziul se găsesc sub formă de carbonați și nu avem alte combinații ale acestor două elemente cum ar fi

de exemplu silicații. Tratăm calcarul cu o soluție concentrată de acid clorhidric. Au loc următoarele reacții:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3 \begin{matrix} \nearrow H_2O \\ \searrow CO_2 \end{matrix}$$

$$MgCO_3 + 2HCl = MgCl_2 + H_2CO_3 \begin{matrix} \nearrow H_2O \\ \searrow CO_2 \end{matrix}$$

În soluție avem ionii Mg^{2+} și Ca^{2+}. Tratăm soluția cu fosfat secundar de sodiu și amoniac. Precipită ionul Mg^{2+} sub formă de fosfat de magneziu și amoniu. Este o reacție caracteristică pentru ionul Mg^{2+}.

$$(Mg^{2+} + 2Cl^-) + (2Na^+ + HPO_4^-) + (NH_4^+ + OH^-) = MgNH_4PO_4 + $$
$$+ 2(Na^+ + Cl^-) + H_2O$$

Tratăm soluția rămasă după separarea ionului Mg^{2+} cu o soluție concentrată de carbonat de sodiu Na_2CO_3 Precipită ionul Ca^{2+} sub formă de carbonat de calciu conform următoarei reacții:

$$(Ca^{2+} + 2Cl^-) + (2Na^+ + CO_3^{2-}) = CaCO_3 + 2(Na^+ + Cl^-)$$

După filtrare carbonatul separat se calcinează la flacăra unui bec puternic Are loc o descompunere conform reacției:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{calcinare}} CaO + CO_2$$

Trebuie să calculăm conținutul procentual de $CaCO_3$ și $MgCO_3$ în calcarul de analizat. Am putea reprezenta simplificat șirul reacțiilor chimice ale ionului Mg^{2+} și Ca^{2+}, astfel:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaCl_2 \longrightarrow CaCO_3 \xrightarrow{\text{calcinare}} CaO$$
$$2MgCO_3 \longrightarrow 2MgCl_2 \longrightarrow 2\ MgNH_4PO_4 \longrightarrow Mg_2P_2O_7$$

Scriem masele moleculare:

m.m. $CaCO_3 = 100$ u
m.m. $MgCO_3 = 84{,}5$ u
m m. $Mg_2P_2O_7 = 223$ u

Vom determina pe rînd conținutul procentual de $CaCO_3$ și de $MaCO_3$ în calcarul de analizat. Vom începe cu carbonatul de calciu:

1. Determinăm cantitatea de $CaCO_3$ corespunzătoare celor 0,2218 g CaO. Avem:

Dacă 56 g CaO · · · · · · · · · · · · · 100 g $CaCO_3$
atunci 0,2218 g · · · · · · · · · · · · x g

$$x = (0{,}2218 \cdot 100)/56 \text{ g } CaCO_3$$

Cantitatea de $x = (0,2218 \cdot 100)/56$ g $CaCO_3$ se găseşte în proba de calcar luată pentru analiză, cu masa de 0,5210 g. Conţinutul procentual va fi:

Dacă 0,5210 g calcar · · · · · · · · · · · x g $CaCO_3$
atunci 100 g calcar · · · · · · · · · · · y g $CaCO_3$

$$y = \frac{100 \cdot x}{0,5210}$$

Iar după înlocuirea lui x cu valoarea găsită mai sus vom obţine:

$$y\% = \frac{100 \cdot x}{0,5210} = \frac{100\frac{0,2218 \cdot 100}{56}}{0,5210} = \frac{100 \cdot 0,2218 \cdot 100}{56 \cdot 0,5210} = \frac{2\,218}{56 \cdot 0,5210} =$$

$$= \frac{2\,218}{29,17} = 76,03\%\ CaCO_3$$

2. Determinăm conţinutul procentual de carbonat de magneziu din calcarul supus analizei. Observăm şirul simplificat de transformări că 1 mol de pirofosfat de magneziu obţinut prin calcinare corespunde la 2 moli de carbonat de magneziu:

Dacă 223 g $Mg_2P_2O_7$ · · · · · · · · $2 \cdot 84,5$ g $MgCO_3$
atunci 0,0146 g · · · · · · · · · · z g $MgCO_3$

$$z = \frac{0,0146 \cdot 2 \cdot 84,5}{223}$$

3. Această cantitate de z g $MgCO_3$ provine din proba luată pentru analiză cu masa de 0,5210 g. Raportat la 100 g calcar avem:

Dacă 0,5210 g calcar conţine · · · · · · z g $MgCO_3$
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · k g

$$k = \frac{100 \cdot z}{0,5210}$$

$$k\% = \frac{100 \cdot z}{0,5210} = \frac{100\frac{0,0146 \cdot 2 \cdot 84,5}{223}}{0,5210} = \frac{100 \cdot 0,146 \cdot 2 \cdot 84,5}{223 \cdot 0,5210} =$$

$$= \frac{1,46 \cdot 169}{223 \cdot 0,521} = \frac{246,74}{116,18} = \frac{2\,4674}{11\,618} = 2,12\%\ MgCO_3$$

Problema nr. 115

Pentru determinarea conţinutului de carbonat de magneziu ($MgCO_3$) şi de carbonat de calciu ($CaCO_3$) în dolomit s-au analizat două probe:

în prima probă s-a determinat MgO și CaO, iar în a doua probă pierderea în greutate prin calcinare. S-a găsit :

$MgO = 19,60\%$ și $CaO = 29,60\%$; pierderi prin calcinare $22,10\%$

Admițînd că pierderea în greutate prin calcinare s-a produs prin volatilizarea bioxidului de carbon din carbonații de magneziu și calciu, să se calculeze în ce măsură concordă rezultatele celor două probe.

Rezolvare

La calcinarea unei substanțe se elimină apa, bioxidul de carbon din carbonați, bioxidul de sulf din sulfați, impuritățile organice clorurile și alte substanțe. La calcularea pierderilor prin calcinare (notate prescurtat ppc)*, se consideră că substanța nu conținea apă higroscopică deoarece proba se supune în prealabil unei uscări la 100—105°C. Deci pierderile prin calcinare se calculează în procente față de substanța uscată (absolut uscată). Se numește substanță uscată (sau absolut uscată) suma tuturor componenților unui produs fără umiditate. Rezultatul unei analize se raportează acum nu față de întreaga probă ci față de substanța uscată a aceleiași probe.

Acest mod de raportare permite să se compare două probe ale aceluiași material, chiar dacă ele conțin cantități diferite de umiditate. Se obține o imagine mai clară asupra compoziției chimice a materialului de analizat. Conținutul de umiditate exterioară și de umiditate higroscopică variază în limite foarte largi și depinde de :

— temperatura aerului
— umiditatea aerului
— natura materialului
— gradul de mărunțire (de mojarare)

Deci în cazul problemei noastre s-a raportat CaO și MgO precum și pierderile prin calcinare la substanța absolut uscată. De asemenea se precizează că pierderea în greutate prin calcinare se datorește numai volatilizării bioxidului de carbon apărut din carbonații de calciu și magneziu în urma descompunerii acestora.

Se scriu masele moleculare :

$$\begin{aligned} m.\text{m. } CaO &= 56 \text{ u} \\ m.\text{m. } MgO &= 40,5 \text{ u} \\ m.\text{m. } CaCO_3 &= 100 \text{ u} \\ m.\text{m. } MgCO_3 &= 84,5 \text{ u} \end{aligned}$$

* ppc (pierderi prin calcinare)

1. Calculăm cantitatea de bioxid de carbon corespunzătoare cantității de 19,60% MgO :

$$MgCO_3 \xrightarrow{calcinare} MgO + CO_2$$
$$84{,}5 \qquad\qquad 40{,}5 \quad 44\ g$$

Dacă la 40,5 . . . . 44 g CO_2
atunci la 19,60 g . . . . x g CO_2

$$x = \frac{19{,}60 \cdot 44}{40{,}5} = \frac{962{,}4}{40{,}5} = \frac{8\ 624}{405} = 21{,}29\%$$

2. Calculăm cantitatea de bioxid de carbon corespunzătoare cantității de 29,60% CaO

$$CaCO_3 \xrightarrow{calcinare} CaO + CO_2$$
$$100\ g \qquad\quad 56\ g \quad 44\ g$$

Dacă la 56 g CaO . . . . 44 g CO_2
atunci la 29,60 g . . . . y g CO_2

$$y = \frac{29{,}60 \cdot 44}{56} = \frac{1\ 302{,}4}{56} = 23{,}25\%\ CO_2$$

3. Dacă însumăm cele x% g CO_2 și cu y% g CO_2 obținem pierderile prin calcinare la prima probă de analizat.

$$x\%\ g + y\%\ g = z\%\ g\ CO_2$$
$$21{,}29\% + 23{,}25\% = 44{,}54\ \%\ g\ CO_2$$

4. A doua probă a fost folosită numai pentru a calcula pierderile prin calcinare și s-au găsit ppc = 44,10%. Diferența celor două p.p. calcinate dau :

$$44{,}54 - 44{,}10 = 0{,}44\ g$$

Această diferență de 0,44 g se datorește faptului că o parte din CaO sau MgO nu este legat de CO_2 ci intră în componența impurităților de silicați, prezente în rocă și care nu s-au luat în calcul.

dacă 44,54 g . . . . 100 g
0,44 g . . . . k g

$$k = \frac{0{,}44 \cdot 100}{44{,}54} = \frac{44}{44{,}54} = 0{,}98\%$$

Problema nr. 116

O probă de alamă formată numai din cupru, staniu și zinc, cu masa de 0,8325 g, a dat la analiză 0,6728 g CuSCN și 0,0432 g SnO_2

Calculați compoziția procentuală a alamei analizate.

Rezolvare

$$1 \text{ mol } CuSCN = 121{,}5 \text{ g}$$
$$1 \text{ mol } SnO_2 = 150{,}7 \text{ g}$$

1. Determinăm cantitatea de cupru din cele 0,6728 g de sulfocianură (tiocianură) de cupru:

Dacă 121,5 g CuSCN . . . . 63,5 g Cu
0,6728 g CuSCN . . . . x g Cu

$$x = \frac{0{,}6728 \cdot 63{,}5}{121{,}5} = \frac{42{,}72}{121{,}5} = 0{,}3516 \text{ g Cu}$$

2. Determinăm cantitatea de staniu din cele 0,0423 g SnO_2:

Dacă 150,7 g SnO_2 . . . . 118,7 g Sn
0,0432 g . . . . y g Sn

$$y = \frac{0{,}0432 \cdot 118{,}7}{150{,}7} = \frac{5{,}12784}{121{,}5} = 0{,}034 \text{ g Sn}$$

3. Determinăm compoziția procentuală de cupru în alamă, cunoscînd faptul că cele 0,3516 g Cu provin din cele 0,8325 g alamă:

Dacă 0,8325 g alamă . . . . 0,3516 g Cu
100 g alamă . . . . z g Cu

$$z = \frac{100 \cdot 0{,}3516}{0{,}8325} = \frac{0{,}3516}{0{,}8325} \cdot 100 = 42{,}2\% \text{ Cu}$$

4. Calculăm compoziția procentuală de staniu în proba de alamă supusă analizei;

Dacă 0,8325 g alamă . . . . 0,034 g Sn
100 g alamă . . . . h g Sn

$$h = 100.0{,}034/0{,}8325 = 4{,}0\% \text{ Sn}$$

Presupunem că alama noastră conține numai trei metale: cupru, staniu, zinc, și nu conține alte impurități metalice. Cunoaștem:

$$Cu\% + Sn\% = 42{,}2\% + 4\% = 46{,}2\%$$

Diferența de 100 (Cu + Zn + Sn) – 46,2% (Cu + Sn), ne dă tocmai conținutul procentual de zinc. Rezultă, deci, Zn% = 53,8%.

În concluzie, putem scrie că proba de alamă luată în analiză are următoarea compoziție procentuală:

$$\begin{aligned} Cu &= 42{,}2\% \\ Zn &= 53{,}8\% \\ Sn &= 4\% \\ \hline \text{alamă } \% &= 100\ \% \end{aligned}$$

Problema nr. 117

În vederea unei analize, dizolvăm în apă o cantitate de 0,2103 g sulfură de potasiu (K_2S), și oxidăm sulfura de potasiu din această soluție, pînă la sulfat de potasiu. Tratăm cu $BaCl_2$ în exces, iar precipitatul de $BaSO_4$ cîntărește după calcinare 0,3452 g. Să se calculeze conținutul procentual de K_2S în substanța analizată.

Rezolvare

Am putea reprezenta schematic mersul acestor reacții succesive în modul următor:

$$K_2S \xrightarrow{\text{oxidare}} K_2SO_4 \xrightarrow{\text{precipitare}} BaSO_4 \xrightarrow{\text{calcinare}} BaSO_4 \text{ calcinată}$$

Cunoaștem masa precipitatului de sulfat de bariu conținut după calcinare, și masa de sulfură de potasiu care a fost dizolvată în apă.

Masele moleculare sînt:

1 kmol K_2S = 110 g; 1 mol $BaSO_4$ = 233,5 g; 1 mol K_2SO_4=174 g

Observăm că la 1 mol precipitat de $BaSO_4$ corespunde 1 mol K_2S, sau mai exact, la 1 atom gram sulf, din $BaSO_4$, corespunde 1 atom gram de sulf din K_2S.

Mersul calculelor este următorul:

1. Calculăm cantitatea de sulf din cele 0,3452 g pp

Dacă 233,5 g $BaSO_4$ · · · · · · · · · · · · · · 32 g S
0,3452 g $BaSO_4$ · · · · · · · · · · · · · x g S

$$x=\frac{0{,}3452 \cdot 32}{233{,}5}$$

2. Această cantitate de x g sulf se găsește în cele 0,3452 g pp sau în cele 0,2103 g K_2S. Observăm în molecula sulfurii de potasiu că la un atom gram de sulf, corespund 2 atomigrma de potasiu:

Dacă la 32 g S · · · · · · · · · · · · · · 2·39 g K
x g S · · · · · · · · · · · · · · · y g K

$$y=\frac{2 \cdot 39 \cdot x}{32} \text{ g K}; \quad x=\frac{0{,}3452 \cdot 32}{233{,}5}$$

și rezultă după înlocuirea expresiei lui x în expresia lui y, următoarele:

$$y=\frac{2 \cdot 39 \cdot x}{32}=\frac{2 \cdot 39 \cdot \frac{0{,}3452 \cdot 32}{233{,}5}}{32}=\frac{\frac{2 \cdot 39 \cdot 0{,}3452 \cdot 32}{233{,}5}}{32}=\frac{2 \cdot 39 \cdot 0{,}3452}{233{,}5}$$

3. Dacă adunăm cele x g S cu cele y g K, obținem tocmai masa K_2S din cele 0,2103 g care constituie proba pentru analiză.

Scriem :

$$m_{K_2S} = x + y = \left(\frac{0,3452 \cdot 32}{233,5}\right) + \left(\frac{2 \cdot 39 \cdot 0,3452}{233,5}\right) =$$

$$= (11,0464/233,5) + (26,9256/233,5) = 37,9720/233,5 = 0,1625$$

$$m_{K_2S} = 0,1625$$

Sau,

1 mol $BaSO_4$ . . . . 1 mol K_2S
233,5 g . . . . 110 g
0,3452 g . . . . x g

$$x = 0,3452 \cdot 110/233,5 = 0,1625 \text{ g } K_2S$$

Problema nr. 118

O probă de stibină (Sb_2S_3) cu masa de 0,1872 g se supune analizei. Prin tratare corespunzătoare tot sulful a fost trecut în SO_4^{2-}, iar acesta a fost precipitat sub formă de $BaSO_4$. Greutatea precipitatului este de 0,3243 g. Calculați conținutul procentual de stibină din proba luată în analiză.

Rezolvare

Într-o formă simplificată am putea reprezenta reacțiile de mai sus pînă la formarea precipitatului de $BaSO_4$, astfel :

$$3\ S^{2-} \longrightarrow 3\ SO_4^{2-} \longrightarrow 3\ BaSO_4$$

Se observă că la 1 mol de sulfură de stibiu corespund 3 moli de $BaSO_4$. De aceea vom determina mai întîi cantitatea de stibină din proba de analizat, corespunzătoare celor 0,3243 g $BaSO_4$ format. Avem :

Dacă la 3·233,5 g pp $BaSO_4$ . . . . . 340 g Sb_2S_3
atunci la 0,3243 g pp . . . . x g Sb_2S_3

$$x = \frac{0,3243 \cdot 340}{3 \cdot 233,5} = \frac{100,262}{699} = 0,1577 \text{ g } Sb_2S_3$$

Această cantitate de stibină se găsește în cele 0,1872 g probă de analizat. Pentru determinarea conținutului procentual avem :

Dacă 0,1872 g probă . . . . 0,1577 g Sb_2S_3
atunci 100 g . . . . y g Sb_2S_3

$$y = \frac{0,1577}{0,1872} \cdot 100 = \frac{1\,577}{1\,872} \cdot 100 = 0,8424 \cdot 100 = 84,24\%\ Sb_2S_3$$

Problema nr. 119

O probă de oțel cu masa de 0,8385 g se folosește pentru determinarea cobaltului. După tratarea corespunzătoare cobaltul a fost precipitat cu alfa-nitrozo-beta-naftol. Prin calcinarea precipitatului colectat s-a obținut o cantitate de 0,1422 g oxid cobalt-cobaltic (Co_3O_4). Pentru verificarea analizei, precipitatul de Co_3O_4 se calcinează mai departe într-un curent de hidrogen și se obține 0,1032 g metalic. Se cer următoarele :

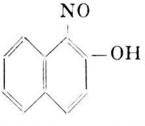
a. Conținutul procentual de cobalt din oțel după prima determinare ;

b. Conținutul procentual din cobalt după a doua determinare ;

c. Diferența procentuală între cele două determinări.

Rezolvare

Reactivul alfa-nitrozo-beta-naftol are formula structurală :



Se trece cobaltul din oțel într-o soluție sub formă de ion de Co^{2+}. Acest ion se află sub formă de sare solubilă, de exemplu $CoCl_2$ și se precipită prin adăugarea unei soluții de alfa-nitrozo-beta-naftol.

Are loc reacția :

$$Co(II) + 2HR \longrightarrow Co(II)R_2 + 2H^+$$

$$2\ Co(II)R_2 \longrightarrow Co\ (III)R_3 + H_2R + Co(II)$$

Reactivul oxidează Co(II) la Co(III) așa că se formează complexul de mai sus.

Precipitatul de cobalt obținut se filtrează apoi se calcinează și se obține 0,1422 g Co_3O_4. Acesta este redus cu un curent de hidrogen sub influența temperaturii obținîndu-se Co metalic.

$$Co_3O_4 + 4H_2 \xrightarrow{t^\circ C} 3\ Co + 4H_2$$

Prin reducerea oxidului de cobalt cu hidrogen am obținut o cantitate de 0,1032 g Co metalic. Reacțiile le putem reda simplificat mai jos

$$\text{oțel} \longrightarrow 3\ Co^{2+} \longrightarrow 3\ (C_{10}H_6NO \cdot O)_3Co \longrightarrow Co_3O_4 \longrightarrow 3Co$$

a. Cobaltul din oţel este trecut în soluţie sub formă de sare solubilă ($CoCl_2$) apoi precipitat cu alfa-nitrozo-beta-naftol, iar precipitatul format este calcinat şi oxidul rezultat are masa egală cu 0,1422 g.

Calculăm masele moleculare şi moleculele gram pentru cobalt, precipitatul de cobalt, sarea de cobalt, oxidul cobalto-cobaltic.

1 mol $CoCl_2 = 130$ g
1 mol $(C_{10}H_6NO \cdot O)_3 Co = 575$ g
1 mol $C_{10}H_6NO \cdot OH = 173$ g
1 mol $Co_3O_4 = 241$ g

Precipitatul colectat şi cîntărit se supune calcinării. Observăm că tot cobaltul din proba luată în analiză cu masa de 0,8385 g a fost dizolvat şi trecut în soluţie sub formă de ion Co^{2+}, iar acesta a fost precipitat cu alfa-nitrozo-beta-naftol. Deci toată cantitatea de oţel se găseşte în precipitat. Apoi din precipitat prin calcinare obţinem oxidul cobalto-cobaltic cu masa de 0,1422 g. Acum tot cobaltul se găseşte în oxid.

Dacă 241 g CO_3O_4 . . . . $3 \cdot 59$ g Co
atunci 0,1422 g . . . . x g

$$x = \frac{0{,}1422 \cdot 3 \cdot 59}{241} \text{ g Co}$$

Această cantitate de x g cobalt provine din proba de oţel cu masa de 0,8385 g luată pentru analiză.

Dacă 0,8385 g oţel . . . . x g Co
atunci 100 g oţel . . . . y g Co

$$y = \frac{100 \cdot x}{0{,}8385} \qquad \text{dar } x = \frac{0{,}1422 \cdot 3 \cdot 59}{241}$$

Iar după înlocuirea în expresia lui y obţinem :

$$y = \frac{100 \cdot \frac{0{,}1422 \cdot 3 \cdot 59}{241}}{0{,}8385} = \frac{\frac{100 \cdot 0{,}1422 \cdot 3 \cdot 59}{241}}{0{,}8385} = \frac{100 \cdot 0{,}1422 \cdot 3 \cdot 59}{241 \cdot 0{,}8385} =$$

$$= \frac{14{,}22 \cdot 3 \cdot 59}{241 \cdot 0{,}8385} = \frac{14{,}22 \cdot 177}{241 \cdot 0{,}8385} = \frac{2\,516{,}94}{20207} = \frac{2\,51694}{20\,207} = 12{,}45\ \%\ \text{Co}$$

Dacă 0,8385 g oţel . . . . 0,1032 g Co
atunci 100 g oţel . . . . z g Co

$$z = \frac{100 \cdot 0{,}1032}{0{,}8385} = \frac{10{,}32}{0{,}8385} = 12{,}30\%\ \text{Co}$$

Diferența dintre cele două determinări este egală cu 0,15 iar dacă o exprimăm în procente va fi egală cu :

$$\frac{0,15 \cdot 100}{12,31} = \frac{15}{12,31} = \frac{1\,500}{1\,231} = 1,22\ \%\ Co$$

Problema nr. 120

Într-un minereu de fier se determină conținutul de fosfor. Dintr-o probă cu masa de 1,586 g minereu s-a obținut prin tratări corespunzătoare un precipitat de $(NH_4)_3 \cdot PO_4 \cdot 12MoO_3$, care după uscare are masa egală cu 0,4386 g. Pentru verificarea analizei, precipitatul s-a calcinat obținîndu-se 0,4173 g $P_2O_5 \cdot 24MoO_3$. Calculați conținutul procentual de fosfor din proba de minereu luată în analiză.

Rezolvare

1 mol $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3 = 1\,877$ g
1 mol $P_2O_5 \cdot 24\ MoO_3 = 3\,597$ g

Minereul de fier prin tratări corespunzătoare permite precipitarea fosforului sub formă de $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3$, care după filtrare și uscare are masa egală cu 0,4386 g. Dacă acest precipitat se calcinează se obțin 0,4173 g $P_2O_5 \cdot 24MoO_3$. Schema simplificată a procesului fizico-chimic este :

$$\text{minereu de fier} \longrightarrow (NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3 \longrightarrow P_2O_5 \cdot 24MoO_3$$

1. Dacă 1 877 g $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3$ · · 31 g fosfor
atunci 0,4386 g precipitat · · · · · · · · x g fosfor

$$x = \frac{0,4386 \cdot 31}{1\,877} = \frac{13,596}{1\,877} = 0,00725\ \text{g fosfor}$$

2. Cantitatea de 0,00725 g fosfor provine din minereul de fier luată ca probă pentru analiză și are masa de 1,586 g

Dacă 1,586 g minereu · · · · · · · · · 0,00725 g P
atunci 100 g minereu · · · · · · · · · y g P

$$y = \frac{100 \cdot 0,00725}{1,586} = \frac{0,7250}{1,5860} = 0,454\ \%\ P$$

3. Pentru verificarea rezultatului putem lua în calcul cantitatea de 0,4173 g $P_2O_5 \cdot 24MoO_3$ rezultată din precipitat prin calcinare.

Trebuie să obținem un rezultat aproximativ egal, deoarece apar pierderi la precipitare, filtrare, uscare, calcinare, și care nu s-au inclus în cele 0,4173 g. Avem :

$$\begin{array}{lr} \text{dacă } 3\,597 \text{ g } P_2O_5\cdot 24MoO_3 \cdots\cdots & 2\cdot 31 \text{ g P} \\ 0,4173 \text{ g} \cdots\cdots & z \text{ g P} \\ \hline \end{array}$$

$$z = 0,4173\cdot 3\cdot 31/3\,597 \text{ g P}$$

4. Toată această „z“ cantitate de fosfor provine din cele 1,586 g minereu de fier. Avem :

$$\begin{array}{lr} \text{Dacă } 1,586 \text{ g minereu} \cdots\cdots & z \text{ g P} \\ 100 \text{ g minereu} \cdots\cdots & u \text{ g P} \\ \hline \end{array}$$

$$u = 100\cdot z/1,586 \ \% \text{ P}$$

dar, $z = 0,4173\cdot 2\cdot 31/3\,597$

După înlocuirea lui „z“ în expresia lui „u“, obținem următoarele:

$$u = \frac{100\cdot z}{1,586} = \frac{100\cdot\frac{0,4173\cdot 2\cdot 31}{3\,597}}{1,586} = \frac{100\cdot 0,4173\cdot 2\cdot 31}{1,586\cdot 3\,597} =$$

$$= \frac{41,73\cdot 62}{1,586\cdot 3\,597} = \frac{2\,587,265}{5\,706,84} = 0,453 \text{ g fosfor}$$

Diferența dintre prima și a doua probă se explică și prin faptul că formula $(NH_4)_3PO_4\cdot 12MoO_3$ nu redă exact din punct de vedere chimic compoziția precipitatului. De aceea, la prima determinare, conținutul de fosfor apare mult mărit. Al doilea rezultat este mai exact, deoarece compoziția precipitatului de $P_2O_5\cdot 24MoO_3$ corespunde formulei.

Problema nr. 121

O probă de pirită necesară unei analize are masa de 0,4620 g. Prin oxidarea sulfului la ioni SO_4^{2-} și prin precipitarea acestor ioni, s-au obținut 1,774 g $BaSO_4$. În paralel se lucrează cu o a doua probă din aceeași pirită, cu masa de 0,4224 g, cînd s-au obținut 1,617 g $BaSO_4$.

Se cere să calculați conținutul mediu de sulf din pirita analizată.

Rezolvare

Simplificat, am putea face următoarea schemă a reacțiilor :

$$FeS_2 \longrightarrow BaSO_4$$

1 mol $BaSO_4$ = 233,5 g
1 mol FeS_2 = 120 g

Se lucrează cu două probe în paralel și trebuie să determinăm conținutul procentual de sulf din prima probă.

1. Dacă 233,5 g $BaSO_4$ . . . . 32 g S
atunci 1,774 g . . . . x g

$$x=\frac{1{,}774\cdot 32}{233{,}5\ g}$$

Aceste x g sulf se găsesc în proba noastră de pirită, sulf care a fost colectat sub formă de sulfat de bariu.

Dacă 0,4620 g FeS_2 . . . . x g S
atunci 100 g FeS_2 . . . . y g S

$$y=\frac{100\cdot x}{0{,}4620}$$

$$y=\frac{100\cdot\frac{1{,}774\cdot 32}{233{,}5}}{0{,}4620}=\frac{100\cdot 1{,}774\cdot 32}{233{,}5\cdot 0{,}4620}=\frac{177{,}4\cdot 32}{233{,}5\cdot 0{,}4620}=\frac{5\,676{,}8}{108{,}11}=\frac{567\,680}{10\,811}=52{,}5\%$$

3. Determinăm conținutul procentual de sulf din cea de a doua probă luată în analiză cu masa de 0,4224 g.

Dacă 0,221 g se află în . . . . . 0,4224 g probă
atunci k g S . . . . 100 g probă

$$k=\frac{100\cdot 0{,}221}{0{,}4224}=\frac{22{,}1}{0{,}4224}=51{,}84\%$$

5. Conținutul mediu de sulf în pirită analizată este următorul:

$$\frac{52{,}50+51{,}84}{2}=\frac{104{,}34}{2}=52{,}17\%$$

Problema nr. 122

Dintr-o probă de clorură de sodiu se determină conținutul de apă higroscopică. Într-un creuzet cu masa de 9,0005 g s-a luat o probă de substanță care împreună cu creuzetul are masa de 9,4211 g, iar după uscare are masa de 9,4132 g. Se cere să calculați conținutul procentual de apă higroscopică din proba analizată.

Rezolvare

Clorura de sodiu este o substanță higroscopică, are proprietatea de a absorbi vaporii de apă din mediul înconjurător. Apa pătrunsă în rețeaua cristalină a sării formează apa de hidratare. Pentru a afla cantitatea de clorură de sodiu hidratată, luată în analiză facem diferența între greutatea creuzetului cu substanță înainte de uscare și greutatea creuzetului gol.

$$9{,}4211-9{,}0005=0{,}4206\ \text{grame}$$

Deci am luat pentru analiză o probă cu masa de 0,4206 g clorură de sodiu hidratată. Creuzetul cu substanță cîntărit se usucă pînă la greutate constantă. Pierde prin evaporare apa de cristalizare. Cantitatea de apă pierdută este următoarea :

$$9{,}4211 - 9{,}4132 = 0{,}0079 \text{ g}$$

Proba noastră luată în analiză, cu masa de 0,4206 g pierde o cantitate de apă egală cu 0,0079 g. Conținutul procentual de apă higroscopică este următorul :

dacă 0,4206 g NaCl hidratată · · · · 0,0079 g H_2O
atunci 100 g NaCl · · · · · · · · · · x g apă

$$x = \frac{100 \cdot 0{,}0079}{0{,}4206} = \frac{7\,900}{4\,206} = 1{,}87\%$$

Problema nr. 123

Într-un creuzet de platină cu greutatea de 18,0671 g s-a cîntărit o probă de argilă pentru determinarea pierderilor prin calcinare și a apei higroscopice. Apoi, la analiză s-au obținut următoarele date :

— greutatea creuzetului cu probă · · · · · · · 19,0533 g
— greutatea creuzetului cu probă după uscare la 105°C · · · · · · · · · · · · 19,0341 g
— greutatea creuzetului cu probă după calcinare · · · · 18,9853 g

Să se calculeze :

a. Conținutul procentual de apă higroscopică din argilă ;
b. Procentul de pierderi prin calcinare.

Rezolvare

Prin calcinarea unei probe se pierde apa higroscopică, CO_2 din carbonați, impuritățile organice, SO_3 din sulfați, o parte din cloruri. La calcularea pierderilor prin calcinare denumite prescurtat ppc, apa higroscopică se exclude de obicei din pierderea totală în greutate care se produce prin uscarea probei la 105—110°C. Pierderile prin calcinare se calculează în procente față de greutatea substanței gata uscată (absolut uscată).

Greutatea probei luată în analiză se poate calcula prin diferență, scăzînd masa creuzetului gol din masa creuzetului cu substanță. Vom avea :

$$19{,}0533 - 18{,}0671 = 0{,}0862 \text{ g probă pentru analiză}$$

Din această probă se pierde o parte la uscare, iar o altă parte prin calcinare. Pentru a găsi cantitatea de apă pierdută prin uscare, scadem

din masa creuzetului cu substanță înainte de uscare, masa creuzetului cu substanță după calcinare :

$$19{,}0533 - 19{,}0341 = 0{,}0192 \text{ g pierderi}$$

Cantitatea de 0,0192 g reprezintă tocmai apa conținută de cele 0,0862 g probă pentru analiză. În procente conținutul de apă higroscopică este :

Dacă 0,0862 g probă . . . . 0,0192 g apă
atunci 100 g probă . . . . x g apă

$$x = \frac{100 \cdot 0{,}0192}{0{,}0862} = \frac{19\,200}{862} = 22{,}27\%$$

Cunoaștem masa creuzetului după calcinare că este egală cu 18,9853 g g deci putem calcula pierderile de substanță prin calcinare. Pentru aceasta scadem din masa creuzetului cu substanță după uscare masa creuzetului cu substanță după calcinare. Avem :

$$19{,}0341 - 18{,}9853 = 0{,}0488 \text{ g p.p.c.}$$
$$19{,}0341 - 18{,}0671 = 0{,}0671 \text{ g subst. uscată}$$

Procentual pierderile prin calcinare sînt :

Dacă 0,0670 g subst. uscată . . . . 0,0488 g
atunci 100 g probă . . . . y g

$$y = \frac{100 \cdot 0{,}0488}{0{,}0670} = \frac{4{,}88}{0{,}067} = \frac{4\,880}{67} = 72{,}83\ \% \text{ p.p.c.}$$

Problema nr. 124

La analiza unei ape de rîu s-au obținut următoarele :
(procente de cationi și anioni)

— Ca^{2+} . . . . 0,0061 — HCO_3^- 0,0219
— Mg^{2+} . . . . 0,0014 — SO_4^{2-} 0,0046
— Na^+ . . . . 0,0025 — Cl^- 0,0017

Greutatea substanței uscate = 0,0382 %.

Pentru verificarea analizei s-a determinat într-o probă separată conținutul de substanță uscată prin evaporare și uscare la 105°C și s-a găsit un conținut de substanță uscată de 0,0277 %. Ținînd seama că la uscare se produce o pierdere de substanță uscată în urma descompunerii ionului bicarbonat după reacția :

$$2\ HCO_3^- \longrightarrow CO_3^{2-} + CO_2 + H_2O$$

să se calculeze în ce măsură concordă rezultatele celor două determinări.

Rezolvare

Practic, avem două probe de substanță uscată, prima are un procent de 0,0382 % față de cantitatea de apă luată în analiză, iar a doua probă de substanță are un procent de 0,0277% față de aceeași probă de apă luată în analiză. Prin uscare la 105°C ionul HCO_3^- se descompune conform reacției de mai sus. Ionul CO_3^{2-} rămîne în substanța uscată iar bioxidul de carbon și apa sub formă de vapori se pierd. În procente această pierdere se exprimă astfel:

dacă 2 HCO_3^- pierd . . . . (H_2O+CO_2)
atunci 100 g . . . . $x(H_2O+CO_2)$

$$x=\frac{100(H_2O+CO_2)}{2\ HCO_3^-}\%\ \text{pierderi prin uscare}$$

Prin înlocuirea maselor atomice și moleculare în relația lui x obținem:

$$x=\frac{H_2O+CO_2}{2\ HCO_3^-}\cdot 100=\frac{18+14}{2\cdot 61}\cdot 100=50{,}8\ \%$$

Procentajul de 50,8% reprezintă cantitatea de ion HCO_3^- care se pierde la uscare sub formă de CO_2 și H_2O. Din datele problemei cunoaștem că ionul HCO_3^- reprezintă 0,0219%, iar pierderile sale prin uscare 50,8%. În realitate ionul HCO_3^- va avea masa egală cu:

$$0{,}0219\cdot 0{,}508=0{,}0111\ \%$$

Greutatea substanței uscate va fi:

$$0{,}0382\%-0{,}0111=0{,}0271\ \%.$$

Cu cea de a doua probă de apă s-a găsit că substanța uscată reprezintă 0,0271%. Diferența acestor două probe este egală cu:

$$0{,}0277-0{,}0271=0{,}0006\ \%$$

Dacă exprimăm în procente această diferență față de procentajul substanței uscate din cea de a doua determinare ce se consideră exactă avem:

dacă la 0,0277 g subst. uscată . . . . . 0,0006 %
atunci la 100 g . . . . x %

$$x=\frac{100\cdot 0{,}0006}{0{,}0277}=\frac{0{,}06}{0{,}0277}=\frac{600}{277}=2{,}16\ \%$$

Problema nr. 125

La analiza unui minereu de cupru care conține cupru nativ și cuprit (Cu_2O) s-a procedat în modul următor: 94,0 g minereu au fost

mojarate și cernute printr-o sită ; prin sită au trecut 84,77 g iar 9,23 au rămas pe ea. La analiză s-a constatat că reziduul pe sită conține 93,2% cupru, iar pulberea trecută prin sită 20,38% cupru.

Să se calculeze conținutul procentual de cupru din minereu.

Rezolvare

94,0 g minereu ⟶ 9,23 g minereu prin sită (93,2% Cu)
↓
84,77 g minereu trecut prin sită (20,38% Cu)

Pentru rezolvarea acestei probleme avem următoarele etape :

1. Calculăm cantitatea de cupru conținută în reziduu :

Dacă 100 g reziduu · · · · · · · · · · · 93,20 g Cu
atunci 9,23 g · · · · · · · · · · · · · · x g Cu

$$x = \frac{9{,}23 \cdot 93{,}2}{100} = \frac{860{,}236}{100} = 8{,}602 \text{ g Cu}$$

2. Calculăm cantitatea de cupru conținută de pulberea de minereu care a trecut prin sită :

Dacă 100 g pulbere · · · · · · · · · · · 20,38 g Cu
atunci 84,77 g pulbere · · · · · · · · y g Cu

$$y = \frac{84{,}77 \cdot 20{,}38}{100} = \frac{1\,727{,}6}{100} = 17{,}276 \text{ g Cu}$$

3. Cantitatea de cupru totală conținută în proba analizată se obține adunînd cele două rezultate de mai sus :

$$\text{Cu} = x + y = 8{,}602 + 17{,}276 = 25{,}878 \text{ g}$$

4. Procentul de cupru în proba analizată se determină astfel:

Dacă 94,0 g probă · · · · · · · · · · · 25,878 g Cu
atunci 100 g probă · · · · · · · · · · z g Cu

$$z = \frac{100 \cdot 25{,}878}{94} = \frac{2\,587{,}8}{94{,}0} = \frac{25\,878}{940} = 27{,}5\%$$

Problema nr. 126

La determinarea oxidului de magneziu din ciment, după dizolvarea probei cîntărite și precipitarea calciului, s-a obținut 250 ml soluție. În 100 ml din această soluție s-a precipitat magneziul Mg^{2+} sub formă de NH_4MgPO_4. Să se calculeze conținutul procentual de oxid magneziu din ciment, dacă greutatea probei inițiale a fost egală cu 1,861 g iar greutatea precipitatului $Mg_2P_2O_7$ după calcinare este egală cu 0,2516 g.

Rezolvare

$$2Mg^{2+} \longrightarrow 2\ MgNH_4PO_4 \longrightarrow Mg_2P_2O_z \longrightarrow 2\ MgO$$

Din cantitatea totală de 250 ml soluție s-au luat pentru analiză numai 100 ml. Ionul Mg^{2+} din soluția de 100 ml se precipită sub formă de fosfat dublu de magneziu și amoniu iar prin calcinarea acestuia se formează 0,2516 g pirofosfat de magneziu.

1 mol $MgNH_4PO_4$ = 137 g
1 mol $Mg_3P_3O_7$ = 222 g
1 mol MgO = 40 g

Din schema reacțiilor succesive pe care le suferă proba de ciment și soluția observăm că la 1 mol de pirofosfat de magneziu corespund 2 moli de oxid de magneziu. Avem :

dacă 222 g $Mg_2P_2O_7$ . . . . 2·40 g MgO
atunci 0,2516 g . . . . x g MgO

$$x = (0{,}2516 \cdot 2 \cdot 40)/222 = (0{,}2516 \cdot 80)/222 = 0{,}09\ \text{g MgO}$$

Cantitatea de 0,09 g MgO corespunde la 100 ml soluție. Pentru cei 250 ml soluție corespunde o cantitate egală cu 0,9·2,5 = 0,225 g de MgO. Această cantitate de oxid de magneziu provine din proba de ciment cu masa de 1,861 g luată în analiză. Conținutul procentual de oxid de magneziu în proba analizată este :

1,861 g probă ciment . . . . 0,225 g MgO
100 g . . . . x g MgO

$$x = (100 \cdot 0{,}225)/1{,}861 = 22{,}5/1{,}861 = 12{,}09\%\ \text{MgO}$$

$$MgO\% = 12{,}09$$

Problema nr. 127

Pentru analiza unei zguri s-au luat 0,9868 g și după precipitarea SiO_2 s-a adus volumul filtratului la 250 ml ; apoi din această soluție s-a luat cu pipeta 100 ml și s-a precipitat Al^{3+} sub formă de $AlPO_4$. Să se calculeze conținutul procentual de Al_2O_3 din zgură, dacă greutatea precipitatului de $AlPO_4$ calcinat a fost egală cu 0,0205 g

Rezolvare

$$2Al^{3+} \longrightarrow 2\ AlPO_4 \longrightarrow Al_2O_3$$

1 mol $AlPO_4$ = 122 g
1 mol Al_2O_3 = 102 g
1 ion-gram Al^{3+} = 27 g

Din şirul reacţiilor scrise mai sus observăm că la 1 mol de Al_2O_3 corespund 2 moli $AlPO_4$:

din 2 ·122 g $AlPO_4$ · · · · · · · · · · · 102 g Al_2O_3
din 0,0205 g · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = (0,0205 \cdot 102)/(2 \cdot 122) = 2,091/244 = 0,0085 \text{ g}$$

Această cantitate de Al_2O_3 este egală cu 0,0085 g şi corespunde la 100 ml soluţie.

Pentru întregul volum de 250 ml avem o cantitate de Al_2O_3 egală cu :

$$0,0085 \cdot 2,5 = 0,021 \text{ g}$$

Cantitatea de 0,021 g corespunde probei de analiză cu masa de 0,9868 g. Procentual vom obţine următorul rezultat :

0,9868 g zgură · · · · · · · · · · · · · · 0,021 g Al_2O_3
100 g zgură · · · · · · · · · · · · · · · y

$$y = (100 \cdot 0,021)/0,9868 = 2,1/0,9868 = 2,1 \% \ Al_2O_3$$

3.1.7. Raportarea la substanţa uscată

Problema nr. 128

La analiza Na_2SO_4 tehnic s-au obţinut următoarele date :

— Na_2SO_4 · · · · · · · · · · · · · ·	·87,56%
NaCl · · · · · · · · · · · · · · · · ·	· 1,14%
H_2O · · · · · · · · · · · · · · · ·	·11,30%
	100%

Să se raporteze rezultatul analizei la substanţa uscată ştiind că 11,30% este suma umidităţii higroscopice şi exterioare.

Rezolvare

100 g substanţă —11,30 g = 88,70 g substanţă uscată

88,70% subst. uscată · · · · · · · · 87,56 g Na_2SO_4
100 g · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = (100 \cdot 87,56)/88,70 = 98,71 \text{ g}$$

88,70 g subst. uscată · · · · · · · · · · 1,14 g NaCl
100 g · · · · · · · · · · · · · · · · · y g

$$y = (100 \cdot 1,14)/88,70 = 1,29 \text{ g} \ \% \ NaCl$$

Problema nr. 129

Compoziția chimică a unei probe de magnezit uscată la aer este următoarea :

MgO	40,16%
CaO	0,36%
SiO_2	0,08%
Fe_2O_3	0,01%
ppc	53,18%
H_2O	6,21%
	100%

Să se raporteze compoziția procentuală a magnezitului (pentru cîțiva din componenții săi) la substanța uscată.

Rezolvare

Cantitatea de substanță uscată în proba de analizat este :

$$100\ g - 6,21\ g = 93,79\ g$$

Conținutul procentual al componenților raportat la substanța uscată este următorul :

Dacă 93,79 g magneziu uscat · · · · · 40,16 g MgO
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · x g

$$x\%\ MgO = \frac{100 \cdot 40,16}{93,79} = \frac{40,16}{93,79} = 42,81\%$$

Dacă 93,79 g magneziu uscat · · · · · · 0,36 g CaO
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · · y g CaO

$$y\ \%\ CaO = \frac{100 \cdot 0,36}{93,79} = \frac{36}{93,79} = 0,38\%$$

Dacă 93,79 g magneziu uscat · · · · 0,01 g Fe_2O_3
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · z g

$$z = \frac{100 \cdot 0,01}{93,79} = 0,01\%\ Fe_2O_3$$

Dacă 93,79 g magneziu uscat · · · · · · 0,08% SiO_2
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · · k g SiO_2

$$k\% = \frac{100 \cdot 0,08}{93,79} = \frac{8}{93,79} = 0,08\%\ SiO_2$$

Dacă 93,79 g magneziu uscat · · · · · 53,18 ppc
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · m g% ppc

$$m\% = \frac{100 \cdot 53,18}{93,79} = \frac{5\,318}{93,79} = 56,6\%\ \text{ppc}$$

Problema nr. 130

Într-o probă de siliciu uscat la aer s-a găsit că ea conține:

SiO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · · 0,4311 g
R_2O_3 · · · · · · · · · · · · · · · · · 0,2506 g (ceilalți componenți nu s-au determinat)

O altă probă a aceluiași silicat se folosește pentru a determina conținutul de umiditate care s-a găsit egal cu 2,45%. Calculați conținutul procentual de SiO_2 și R_2O_3 în proba de silicat analizată, raportat la substanță uscată.

Rezolvare

Proba de silicat cu masa de 0,8644 g uscată la aer nu conține umiditate exterioară dar conține umiditate higroscopică egală cu 2,45%.

Calculăm compoziția procentuală în proba de silicat pentru SiO_2 și R_2O_3.

Dacă 0,8644 g silicat · · · · · · · · 0,4311 g SiO_2
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{100 \cdot 0,4311}{0,8644} = 49,8\%\ SiO_2$$

Dacă 0,8644 g silicat · · · · · · · · 0,2506 g R_2O_3
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{100 \cdot 0,2506}{0,8644} = \frac{25,06}{0,8644} = 28,9\%\ R_2O_3$$

Cantitatea de substanță uscată conținută de proba noastră de silicat este egală cu.

$$100,00 - 2,45 = 97,55\%$$

Cunoaștem că proba noastră de silicat conține :

SiO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · · 49,8%
R_2O_3 · · · · · · · · · · · · · · · · · 28,9%
H_2O · · · · · · · · · · · · · · · · · 2,45%

Dacă 97,55 % silicat uscat · · · · · · 49,8 g SiO_2
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · ·z % g

$$z\% = \frac{100 \cdot 49{,}80}{97{,}55} = \frac{4\,980}{97{,}55} = 51{,}05\%\ SiO_2$$

Dacă 97,55% silicat uscat · · · · · · 28,9% R_2O_3
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · k% R_2O_3

$$k\ R_2O_3 = \frac{100 \cdot 28{,}9}{97{,}55} = \frac{2\,890}{97{,}55} = 29{,}62\%\ R_2O_3$$

Problema nr. 131

Prin analiza a două probe de cupru s-a găsit în prima un conţinut de 16,33% Cu, iar în cealaltă de 16,09%. Ambele probe au fost luate din acelaşi minereu, iar deosebirea dintre rezultate se datoreşte faptului că la prima probă analiza s-a făcut cu substanţă absolut uscată, iar la cea de a doua cu substanţă care conţine apă higroscopică. Calculaţi conţinutul de apă higroscopică din a doua probă.

Rezolvare

Prima probă luată în analiză este formată din minereu absolut uscat, care conţine o cantitate de 16,33% Cu. A doua probă luată din acelaşi minereu conţine apă higroscopică şi un procentaj de cupru egal cu 16,09%. Diferenţa de cupru dintre cele două probe este egală cu 0,24%. Să notăm cu x conţinutul de apă higroscopică din minereul de cupru.

Cantitatea de substanţă uscată într-o probă este de 100 g $- x$.

Dacă $(100-x)$ g minereu uscat · · · · 16,09 g Cu
atunci 100 g minereu · · · · · · · · · · y g %Cu

$$y = \frac{100 \cdot 16{,}09}{100-x}$$

Cantitatea de y% Cu trebuie să fie egală cu 16,33%. Adică :

$$\frac{100 \cdot 16{,}09}{100-x} = 16{,}33$$

$$100 \cdot 16{,}09 = 16{,}33(100 - x)$$
$$100 \cdot 16{,}09 = (16{,}33 \cdot 100) - 16{,}33x$$
$$16{,}33\,x = (16{,}33 \cdot 100) - (16{,}09 \cdot 100)$$

$$x = \frac{16{,}33 - 16{,}09}{16{,}33} \cdot 100 = \frac{0{,}24}{16{,}33} \cdot 100 = \frac{24{,}0}{16{,}33} = 1{,}47\%\ \text{apă higroscopică}$$

Problema nr. 132

O probă analizată dintr-un minereu conține 3,20% apă higroscopică. Într-o probă absolut uscată a acestui minereu s-a găsit :

CaO 54,25%
P_2O_5 . . . . 45,75%

Se cere să se raporteze rezultatul acestei analize la minereul uscat în aer.

Rezolvare

Minereul uscat în aer conține numai apă higroscopică nu și umiditate exterioară. Cantitatea de substanță uscată în 100 g minereu uscat în aer este egală cu :

$$100{,}00 - 3{,}20 = 96{,}80\%$$

Dacă 100 g probă absolut uscată . . . 54,25% CaO
atunci 96,80 g . . . . x %

$$x = \frac{96{,}80 \cdot 54{,}25}{100} = 52{,}51 \text{ g CaO } \%$$

Dacă 100 g probă absolut uscată . . 47,75 % P_2O_5
atunci 96,80 g . . . . x %

$$x = \frac{96{,}80 \cdot 45{,}75}{100} = 44{,}29\,\%$$

Deci, în concluzie minereul nostru are următoarea compoziție :

CaO 52,51%
P_2O_5 . . . . 44,29%
H_2O 3,20%

Problema nr. 133

Două probe dintr-un minereu de zinc se supun analizei. Prima probă cu 1,50% umiditate conține 45,30% zinc, iar a doua probă cu 0,67% umiditate conține 45,70% zinc. Dacă umiditatea ar fi aceeași prin ce se deosebesc cele două probe în ceea ce privește conținutul de zinc ?

Rezolvare

Prima probă luată pentru analiză conține 1,50% umiditate. Deci în această probă avem o cantitate de substanță absolut uscată egală cu :

$$100{,}00 - 1{,}50 = 98{,}50\%$$

A doua probă luată în analiză conține 0,67% umiditate, iar cantitatea de substanță uscată este egală cu :

$$100,00 - 0,67 = 99,33\%$$

De asemenea, cunoaștem că prima probă conține 45,30% zinc, iar a doua probă conține 45,70% zinc. Putem scrie pentru cele două probe următoarea clasificare procentuală :

Proba I		Proba a II-a	
Zn	45,30%	Zn	45,70%
ZH_2O	1,50%	H_2O	0,67%
Restul	53,20%	Restul	53,63%

Pentru prima probă raportăm cantitatea de zinc la substanța absolut uscată :

Dacă 98,50 g minereu uscat · · · · · · 45,30 g Zn
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · · x g Zn

$$x = \frac{100 \cdot 45,30}{98,50} = 45,99\%$$

După cum vedem din aceste calcule matematice este vorba de unul și același minereu. În momentul executării analizei cele două probe conțineau o cantitate diferită de apă higroscopică. Diferența de 0,02% se poate neglija.

Problema nr. 134

O probă de silicat uscată la aer, cu masa de 0,5268 g a pierdut prin uscare la 105 °C 0,0109 g. Altă probă din același silicat uscat la aer a pierdut prin calcinare 0,0214 g. Se cere să se calculeze următoarele :

a. Conținutul procentual de apă higroscopică din silicat, știind că a doua probă are masa egală cu 0,4085 g ;

b. Pierderile prin calcinare, raportate la substanța absolut uscată.

Rezolvare

Prin uscarea celor 0,5268 g silicat la aer se pierde apa care formează umiditatea exterioară. Apoi aceeași probă, uscată la aer cu masa de 0,5268 g a pierdut apa higroscopică la 105 °C, egală cu 0,0109 g. În acest caz, masa substanței absolut uscate este egală cu :

$$0,5268 - 0,0109 = 0,4159 \text{ g}$$

Pe baza acestor date obţinute la prima probă putem calcula conţinutul de apă higroscopică din silicat. Avem :

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacă } 0{,}5268 \text{ g silicat} \cdots\cdots & 0{,}0109 \text{ g } H_2O \\ \text{atunci } 100 \text{ g} \cdots\cdots & x \text{ g apă}\end{array}}{x = \frac{100 \cdot 0{,}0109}{0{,}5268} = \frac{1{,}09}{0{,}5268} = 2{,}06\% \text{ apă}}$$

Din acelaşi silicat s-a luat o a doua probă uscată la aer care a pierdut prin calcinare o masă egală cu 0,0214 g. De obicei în pierderile prin calcinare nu intră apa higroscopică. De aceea din totalul pierderilor prin calcinare vom scade pierderile de apă higroscopică :

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacă } 0{,}4085 \text{ g silicat pierde} \cdots\cdots & 0{,}0214 \text{ g} \\ \text{atunci } 100 \text{ g} \cdots\cdots & y \text{ g}\end{array}}{y = \frac{100 \cdot 0{,}0214}{0{,}4085} = \frac{21\,400}{4\,085} = 5{,}23\% \text{g}}$$

Din totalul pierderilor prin calcinare scadem apa higroscopică ce dispare la 105 °C şi vom obţine :

$$5{,}23 - 2{,}06 = 3{,}17\% \text{ p.p.c.}$$

Problema nr. 135

Într-o probă de gips care uscată la aer (0,9870 g) conţine impurităţi indiferente s-a găsit prin uscare la 105 °C 0,0114 g umiditate higroscopică, iar prin calcinare încă 0,2036 g apă de hidratare. Calculaţi conţinutul procentual de $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ din proba analizată, raportat la substanţa uscată.

Rezolvare

Proba noastră de gips, cu masa de 0,9870 g a pierdut prin uscare 0,0114 g apă ce formează umiditatea higroscopică, iar prin calcinare a pierdut apa de hidratare (de cristalizare) cu masa de 0,2036 g. Totalul pierderilor de apă este egal cu :

$$0{,}0114 + 0{,}2036 = 0{,}2150 \text{ g apă}$$

Cantitatea de substanţă calcinată în proba analizată este egală cu :

$$0{,}9870 - 0{,}2150 = 0{,}7720 \text{ g}$$

Putem admite că cele 0,7720 g substanţă calcinată este formată numai din sulfat de calciu anhidru şi căruia îi corespunde ca apă de cristalizare 0,2036 g. Sau putem proceda şi astfel :

Dacă la 136 g $CaSO_4$ · · · · · · · · · · · 2·18 g apă
atunci la x g · · · · · · · · · · · · · · ·0,2036 g

$$x = \frac{0,2036 \cdot 136}{2 \cdot 18} = \frac{27,689}{36} = \frac{27\,689}{36\,000} = 0,7690 \text{ g } CaSO_4$$

Dacă admitem la aceste grame de sulfat de calciu apa eliberată prin calcinare, adică apa de cristalizare obținem :

$$0,7690 + 0,2036 = 0,9726 \text{ g } CaSO_4 \cdot 2H_2O$$

Cantitatea de substanță uscată în proba luată la analiză este :

$$0,9870 - 0,0114 = 0,9756 \text{ g substanță uscată}$$

Dacă 0,9756 g subst. uscată · 0,9726 g $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
atunci 100 g · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{100 \cdot 0,9726}{0,9756} = \frac{972\,600}{9\,756} = 99,6\%$$

Problema nr. 136

O probă de argilă uscată la aer a pierdut prin uscare (la 105 °C) 2,36%, iar prin calcinare a pierdut 8,27%. Se cere să se calculeze în procente :

a. Ppc raportate la substanța absolut uscată;
b. Ppc raportate la substanța uscată la aer;
c. Pierderile totale care s-ar produce la calcinarea probei uscată la aer.

Rezolvare

a. Proba noastră de argilă pierde prin uscare la aer o parte din apa care formează umiditatea exterioară. Apoi prin uscare la 105 °C pierde din umiditatea higroscopică în proporție de 2,36%. Dacă m este masa probei de argilă uscată la aer atunci masa substanței uscate din proba de argilă va fi egală cu :

$$m - m' = m''$$

Unde am notat cu : m = masa probei de argilă uscată la aer
m' = masa apei higroscopice pierdute
m'' = masa probei de argilă absolut uscată.

b. Fie, masa probei uscată la aer egală cu 100 g, deci în acest caz vom avea :

$$m = 100 \text{ g}; \quad m' = 2,36 \text{ g}; \quad m'' = 100 - 2,36 = 97,64 \text{ g}$$

Masa de 97,64 g reprezintă masa probei de argilă uscată. Mai departe prin calcinarea acestei probe se mai pierde încă 8,27% din greutate.
Pierderea prin calcinare va fi egală cu :

Dacă 100 g argilă · · · · · · · · · · · · · 8,27 g
atunci 97,64 g · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{97,64 \cdot 8,27}{100} = 0,9764 \cdot 8,27 = 8,07 \text{ g}$$

e. Cunoscînd și pierderile prin calcinare obținem totalul pierderilor la proba uscată la aer, ca fiind egală cu :

2,36 = apă higroscopică
8,07 = p.p.c.

10,43 = totalul pierderilor

Dacă 97,64 g argilă abs. uscată p.p.c. · · · 8,07 g
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · · y

$$y = \frac{100 \cdot 8,07}{97,64} = \frac{80\,700}{9\,764} = 8,27\% \text{ p.p.c.}$$

Dacă 100 g argilă abs. uscată · · · · · · · 8,27 g
atunci 97,64 g · · · · · · · · · · · · · · z g

$$z = \frac{97,64 \cdot 8,27}{100} = \frac{0,9764 \cdot 8,27}{1} = 8,07 \text{ g}$$

$$10,43\% \begin{cases} 2,36\% \text{ apă higroscopică} \\ 8,07\% \text{ p.p.c.} \end{cases}$$

Problema nr. 137

O probă de argilă uscată la aer, cu masa de 1,012 g a pierdut într-un proces de calcinare 0,0868 g care reprezintă apă higroscopică și p.p.c. În paralel se lucrează cu o altă probă din aceeași argilă în care se determină conținutul de apă higroscopică (egal cu 2,36%). Calculați pierderile prin calcinare (p.p.c.) și raportați-le la substanța uscată.

Rezolvare

Proba noastră cu masa de 1,012 g argilă uscată la aer, a pierdut prin calcinare 0,0868 g care reprezintă apa higroscopică + p.p.c. Dacă notăm cu : x = apa higroscopică pierdută și y = p.p.c. atunci putem scrie :

$$x + y = 0,0868 \text{ g}$$

Într-o probă separată s-a găsit un procent de apă higroscopică egal cu 2,36% adică 100 g argilă uscată la aer conţine 2,36 apă higroscopică.

Putem calcula cantitatea de apă higroscopică corespunzătoare probei noastre.

Dacă 100 g argilă · · · · · · · · · · · 2,36 g apă
atunci 1,012 g · · · · · · · · · · · · · z

$$z = (1,012 \cdot 2,36)/100 = 2,388/100 = 0,0238 \text{ apă higroscopică}$$

$$x + y = 0,0868 \text{ g}$$

rezultă că pierderile prin calcinare trebuie să fie:

$$y = 0,0868 - 0,0238 = 0,0630 \text{ g p.p.c.}$$

Aceste pierderi prin calcinare trebuie să le raportăm la substanţa uscată care în proba noastră este egală cu:

$$1,0120 - 0,0238 = 0,9882 \text{ g}$$

şi la care corespunde o pierdere prin calcinare egală cu 0,0630 g

Dacă 0,9882 g argilă abs. uscată · · · · 0,0630 g
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · · · h g

$$h = (100 \cdot 0,0630)/0,9882 = 6,30/0,9882 = 6,3\% \text{ p.p.c.}$$

3.2. Analiza volumetrică

În analiza volumetrică se măsoară volume de soluţii de concentraţie cunoscută, ceea ce explică şi denumirea.

Dacă se consideră reacţia generală $nA + nB \rightarrow pC + qD$ se poate determina cantitatea lui B, dintr-un anumit volum de soluţie.

În acest scop se poate folosi o soluţie A de concentraţie cunoscută, sau cu alte cuvinte o soluţie titrată.

Dacă printr-un mijloc oarecare se pot obţine indicaţii asupra momentului cînd B a fost angajat total în reacţie, conform ecuaţiei chimice de bază, atunci se poate deduce cantitatea substanţei B.

3.2.1. Calcule pentru determinarea concentraţiei soluţiilor

Problema nr. 138

Într-o soluţie cu volumul de 500 ml se găseşte dizolvată o cantitate de 2,5 g Na_2CO_3. Calculaţi pentru această soluţie următoarele:

a. Normalitatea
b. Molaritatea
c. Titrul
d. Titrul în raport cu HCl

Rezolvare

S-au dizolvat cele 2,5 g Na_2CO_3 în apă distilată într-un balon cotat, apoi după dizolvarea completă adăugăm apă distilată pînă la semn.

a) Știm că normalitatea unei soluții ne arată numărul de echivalenți-gram de substanță dizolvați în 1 000 ml soluție. În cazul nostru cunoaștem că 500 ml soluție conține dizolvată o cantitate de 2,5 g substanță.

Dacă 500 ml soluție . . . . 2,5 g Na_2CO_3
atunci 1 000 ml . . . . x g

$$x = \frac{1\,000 \cdot 2{,}5}{500} = 2 \cdot 2{,}5 = 5 \text{ g } Na_2CO_3$$

$$1\ E_{Na_2CO_3} = \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{2} = \frac{106}{2} = 53 \text{ g}$$

Deoarece cunoaștem cantitatea de substanță dizolvată în 1 000 ml soluție, precum și masa substanței corespunzătoare unui val de Na_2CO_3 putem scrie că numărul de vali este dat de relația :

$$n = \frac{m}{E_{Na_2CO_3}} = \frac{5{,}0}{53} = 0{,}0943$$

b) Concentrația molară a unei soluții reprezintă cantitatea de substanță exprimată în moli, care se găsește dizolvată în 1 000 ml soluție. La punctul „a" al acestei probleme, am găsit că în 1 000 ml de soluție avem dizolvate 5 g de Na_2CO_3. De asemenea cunoaștem că 1 mol de Na_2CO_3 = 106 g. Numărul de moli dizolvați în cei 1 000 ml soluție indică molaritatea ei.

$$\frac{5{,}0}{106} = 0{,}0471 \text{ m}$$

c) Titrul unei soluții reprezintă cantitatea de substanță exprimată în grame dizolvată într-un ml din soluția respectivă. Cunoaștem că în 1 000 ml din soluția noastră se găsesc dizolvate 5 g de Na_2CO_3.
Atunci :

$$T_{Na_2CO_3} = \frac{5{,}0}{1\,000 \text{ ml}} = 0{,}005 \text{ g/ml}$$

d) Titrul soluției de Na_2CO_3 în raport cu acidul clorhidric reprezintă cantitatea în g de HCl care reacționează cu carbonatul dintr un ml soluție.

Dacă scriem ecuația reacției chimice și dacă ținem seama de faptul că într-un ml de soluție se găsesc 0,005 g/ml, atunci avem :

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2CO_3 \begin{matrix} \nearrow H_2O \\ \searrow CO_2 \end{matrix}$$

1 mol Na_2CO_3 = 106 g
1 mol HCl = 36,5 g

Dacă 106 g Na_2CO_3 reacționează cu · · 2·36,5 g HCl
atunci 0,005 g · · · · · · · · · · · · · z g HCl

$$z = \frac{0{,}005 \cdot 2 \cdot 36{,}5}{106} = \frac{0{,}01 \cdot 36{,}5}{106} = 0{,}00344 \text{ g}$$

Cantitatea de 0,00344 g HCl/ml reprezintă cantitatea de HCl exprimată în grame, care reacționează cu cele 0,005 g carbonat, adică reprezintă titrul soluției Na_2CO_3 în raport cu acidul clorhidric.

Se mai notează cu :

T_{M_1/M_2} adică în cazul nostru $T_{Na_2CO_3/HCl}$

Unde : T = titrul ; M_1 = masa substanței dintr-un ml soluție ; M_2 = masa substanței care reacționează cu cele M_1 grame de substanță aflată într-un ml sol.

Deci am găsit : $T_{Na_2CO_3/HCl} = 0{,}00344$ g/ml

Problema nr. 139

O soluție de acid sulfuric are titrul egal cu 0,005122 și se cere să calculați normalitatea acestei soluții.

Rezolvare

Cunoscînd titrul acestei soluții, adică numărul de g de acid sulfuric dizolvate într-un ml de soluție, putem calcula cantitatea de acid sulfuric dizolvată în 1 000 ml soluție. Dacă notăm :

T = titrul soluției
V = un volum oarecare din soluția cu titrul T, exprimat în ml
m = masa unei substanțe dizolvată, corespunzătoare volumului

Atunci vom putea scrie :

$$m = T \cdot V$$

În cazul nostru pentru notațiile de mai sus avem datele:

$$T = 0{,}005122 \text{ g/ml}; \; V = 1\,000 \text{ ml}; \; m = ?$$

În sistemul periodic găsim:

$$A_H = 1 \text{ u}; \; A_S = 32 \text{ u}; \; A_O = 16 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol } H_2SO_4 = 98 \text{ g}$$

$$1 \; E_{H_2SO_4} = \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g}$$

Cunoscînd aceste date putem afla normalitatea și molaritatea soluției date:

Dacă 1 mol H_2SO_4 . . . . 98 g
atunci x moli . . . . 5,122 g

$$x = \frac{5{,}122 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 0{,}0522 \text{ moli}$$

Dacă 1 E_{acid} cîntărește . . . . 49 g
atunci y E_{acid} . . . . 5,122 g

$$y = \frac{5{,}122 \cdot 1 \, E_{acid}}{49} = \frac{5{,}122}{49} = 0{,}104$$

Ceea ce înseamnă că soluția noastră are o concentrație molară egală cu 0,0522 m, iar concentrația normală egală cu 0,104 n.

Problema nr. 140

Calculați normalitatea unei soluții de $Ba(OH)_2$ dacă se cunoaște că $T_{Ba(OH)_2/CH_3COOH} = 0{,}01210$

Rezolvare

m.m. $Ba(OH)_2 = 171{,}5$ u
m.m. $CH_3COOH = 60{,}0$ u

Cunoaștem titrul soluției de hidroxid de bariu în raport cu acidul acetic:

$$T_{Ba(OH)_2/CH_3COOH} = 0{,}0121$$

Acest titru ne arată că o cantitate de 0,0121 g acid acetic reacționează cu hidroxidul de bariu ce se găsește într-un ml de soluție.

Cantitatea de hidroxid de bariu într-un ml este :

$$Ba(OH)_2 + 2CH_3COOH = Ba(CH_3COO)_2 + 2\ H_2O$$

Dacă 2,60 g CH_3COOH . . . . . . 171,5 g $Ba(OH)_2$
atunci 0,0121 g . . . . x g

$$x = \frac{0{,}0121 \cdot 171{,}5}{2 \cdot 60} = \frac{2{,}075}{120} = 0{,}0172 \text{ g } Ba(OH)_2$$

ceea ce reprezintă titrul soluţiei noastre, adică

$$T_{Ba(OH)_2} = 0{,}0172 \text{ g/ml}$$

Cunoscînd titrul acestei soluţii putem calcula cantitatea de substanţă (de $Ba(OH)_2$) dizolvată în 1 000 ml soluţie. Folosim formula :

$$m = T \cdot V$$

$$m = ?\ ;\ T = 0{,}0172 \text{ g}\ ;\ V = 1\,000 \text{ ml}$$
$$m = 0{,}0172 \text{ g/ml} \cdot 1\,000 \text{ ml} = 17{,}2 \text{ g } Ba(OH)_2$$

În soluţia noastră de hidroxid de bariu, cu volumul de 1 000 ml, avem dizolvată o cantitate de $Ba(OH)_2$ egală cu 17,2 g. Pentru a găsi normalitatea acestei soluţii, adică numărul de echivalenţi gram de $Ba(OH)_2$ vom împărţi cele 17,2 g la masa unui echivalent gram de hidroxid.

$$E_{Ba(OH)_2} = \frac{1 \text{ mol } Ba(OH)_2}{2} = \frac{171{,}5}{2} = 85{,}75 \text{ g } Ba(OH)_2$$

$$n_{val\ Ba(OH)_2} = \frac{17{,}2}{85{,}75} \text{ g } Ba(OH)_2 = 0{,}200 = 0{,}2 \text{ n.}$$

Problema nr. 141

a) Care este T HCl/NH_3 pentru o soluţie de HCl 0,1125 n ?
b) Să se calculeze pentru o soluţie de HCl 0,1122 n, molaritatea, titrul în raport cu HCl şi titrul în raport cu CaO.

Rezolvare

Aflăm cantitatea de HCl corespunzătoare unui ml de soluţie :

$$(0{,}1125 \cdot E_{HCl})/1\,000 = (0{,}1125 \cdot 36{,}5)/1\,000 = 0{,}0041$$

deci $T_{HCl} = 0{,}0041$ g/ml.
Între acidul clorhidric din această soluţie şi amoniac are loc reacţia :

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

Cantitatea de NH_3 ce reacţionează cu cele 0,0041 g HCl se determină astfel:

$$\frac{\text{Dacă } 36{,}5 \text{ g HCl} \cdots\cdots 17 \text{ g } NH_3 \quad 0{,}0041 \text{ g} \cdots\cdots x \text{ g}}{}$$

$$x = (0{,}0041 \cdot 17)/36{,}5 = 0{,}0019 \text{ g/ml}; \quad T_{HCl} = 0{,}0019 \text{ g/ml}$$

b) Trebuie să calculăm pentru o soluţie de acid clorhidric cu concentraţia normală de 0,1122 n, molaritatea, titrul şi titrul în raport cu CaO.

Molaritatea reprezintă numărul de moli de HCl dizolvaţi în 1 000 ml soluţie. Deoarece 1 val HCl are masa egală cu a unui mol de HCl, rezultă că molaritatea este egală cu normalitatea:

$$1 \text{ mol HCl} = 1\ E = 36{,}5 \text{ g}$$

Titrul soluţiei de HCl, în raport cu HCl se calculează astfel:

$$0{,}1122 \cdot 36{,}5 = 4{,}095 \text{ g HCl}$$
$$T_{HCl} = 4{,}095/1\,000 = 0{,}004095 \text{ g/ml}$$

Titrul soluţiei noastre în raport cu CaO va reprezenta, cantitatea de CaO care reacţionează cu cele 0,004095 g HCl aflate într-un ml de soluţie. Ecuaţia reacţiei chimice dintre HCl şi CaO este:

$$2\ HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$$

$$2 \cdot 36{,}5 \text{ g HCl} \cdots\cdots 56 \text{ g CaO} \quad 0{,}004095 \text{ g} \cdots\cdots y \text{ g}$$

$$y = (0{,}004095 \cdot 56)/(2 \cdot 36{,}5) = 0{,}229/73 = 0{,}00313 \text{ g CaO}$$

$$T_{HCl/CaO} = 0{,}00313 \text{ g/ml}$$

Problema nr. 142

Să se determine normalitatea unei soluţii alcaline în care se găseşte 1 l soluţie şi 7,12 g NaOH (conţinînd 1,5% impurităţi) şi 10,5 g hidroxid de potasiu (conţinînd 0,5% impurităţi).

Rezolvare

Avem 1 l de soluţie de NaOH cu 1,5% impurităţi şi de KOH cu 0,5% impurităţi. Ni se cere să determinăm normalitatea acestei soluţii. Determinăm mai întîi cantitatea de impurităţi conţinute în cele 7,12 g NaOH şi cele 10,5 g KOH.

Dacă 100 g NaOH . . . . 1,5 g imp.
atunci 7,12 g . . . . x g

$$x = \frac{7{,}12 \cdot 1{,}5}{100} = \frac{10{,}680}{100} = 0{,}10680 \text{ g impurități}$$

Dacă 100 g KOH . . . . 0,5 g
atunci 10,5 g KOH . . . . y g imp.

$$y = \frac{10{,}5 \cdot 0{,}5}{100} = \frac{5{,}25}{100} = 0{,}0525 \text{ g imp.}$$

Cantitățile de hidroxid de sodiu și potasiu perfect pure se obțin scăzînd impuritățile mai sus determinate. Avem :

$$7{,}1200 \text{ g} - 0{,}1080 \text{ g} = 7{,}0132 \text{ g NaOH pur } 100\%$$
$$10{,}5000 \text{ g} - 0{,}0525 \text{ g} = 10{,}4475 \text{ g KOH pur } 100\%$$

Deci, într-un litru de alcali avem dizolvate 7,0132 g NaOH pur și 10,4475 g KOH pur. Calculăm normalitatea soluției în funcție de NaOH dizolvat. Numărul de echivalenți gram de NaOH dizolvați se obțin prin împărțirea celor 7,0132 g la masa unui echivalent gram de NaOH (1 val NaOH = 40 g)

$$n_1 = \frac{7{,}0132}{40} = 0{,}175$$

Calculăm normalitatea soluției de alcali funcție de KOH pur, dizolvat într-un litru de soluție (1 val KOH = 56 g)

$$n_2 = 10{,}4475/56 = 0{,}186$$

Normalitatea totală a soluției adică masa totală de alcali exprimată în echivalenți gram care se găsește dizolvată în 1 000 ml de soluție (în litrul nostru de alcali) se obțin însumînd cele două normalități

$$n_1 + n_2 = 0{,}175 + 0{,}186 = 0{,}361$$

Soluția noastră de alcali are normalitatea egală cu 0,361 sau mai corect o concentrație normală egală cu 0,361 n.

$$n = 0{,}361\ n.$$

Problema nr. 143

1 l dintr-o soluție de alcalii s-a preparat din 42 g NaOH care în afară de NaOH conține 2% Na_2CO_3 și 6% H_2O. Care este normalitatea soluției obținute (dacă se consideră că tot carbonatul se titrează cu acid pînă la H_2CO_3) ?

Rezolvare

Am preparat 1 l de soluţie de alcalii prin dizolvarea a 42 g NaOH impurificat cu 2% Na_2CO_3 şi 6% H_2O. Totalul impurităţilor exprimate în procente, conţinute de NaOH este egal cu 8%.

Cantitatea de NaOH pur se află astfel:

Dacă 100 g NaOH imp. · · · · · · · · · 8 g imp.
atunci 42 g NaOH · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{42 \cdot 8}{100} = \frac{336}{100} = 3{,}36 \text{ g impurităţi}$$

Cantitatea de hidroxid de sodiu pură este egală cu:

$$42 \text{ g NaOH} - 3{,}36 \text{ g} = 38{,}64 \text{ g NaOH}$$

Carbonatul de sodiu conţinut de hidroxidul de sodiu se titrează cu un acid (de exemplu acid clorhidric) pînă la acid carbonic. Reacţia care are loc la titrare poate fi redată prin următoarea ecuaţie chimică

$$Na_2CO_3 + 2\ HCl = 2\ NaCl + H_2CO_3 \begin{cases} \nearrow H_2O \\ \searrow CO_2 \end{cases}$$

Clorura de sodiu rezultată în urma reacţiei la titrare, fiind o sare solubilă în apă este complet disociată, conform ecuaţiei:

$$NaCl \leftrightarrows Na^+ + Cl^-$$

Calculăm cantitatea de Na_2CO_3 conţinută de hidroxidul de sodiu imp.

Dacă 100 g NaOH imp. · · · · · · · · 2 g Na_2CO_3
atunci 42 g NaOH · · · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{42 \cdot 2}{100} = \frac{84}{100} = 0{,}84 \text{ g } Na_2CO_3$$

Observăm că la 1 mol de carbonat de sodiu corespund 2 moli de NaOH.

Mai exact cantitatea de Na_2CO_3 corespunzătoare celor 0,84 g este:

106 g Na_2CO_3 · · · · · · · · · · · · · 2·40 g NaOH
0,84 g · · · · · · · · · · · · · · · · · · z g

$$z = (0{,}84 \cdot 2 \cdot 40)/106 = 4{,}20/7 = 0{,}6 \text{ g NaOH}$$

Cantitatea de NaOH ce se află în soluţie este:

$$38{,}64 + 0{,}60 = 39{,}24 \text{ g NaOH}$$

Aflăm numărul de echivalenți-gram din cele 39,24 g NaOH :

$$n = 39{,}24/40 = 0{,}981$$

Deci soluția are normalitatea egală cu 0,981 n.

Problema nr. 144

Care este normalitatea unei soluții de HCl, dacă la titrarea a 0,1946g Na_2CO_3 chimic pur se consumă 20,45 ml din această soluție

Rezolvare

Reacția chimică dintre HCl și Na_2CO_3 la titrare, poate fi redată prin următoarea ecuație chimică :

$$2\ HCl + Na_2CO_3 = 2\ NaCl + H_2CO_3 \begin{cases} \nearrow CO_2 \\ \searrow H_2O \end{cases}$$

Cantitatea de 0,1946 g Na_2CO_3 am dizolvat-o în apă și am obținut o soluție apoasă de carbonat. La titrarea acestei soluții se consumă 20,45 ml soluție HCl.

Calculăm cantitatea de HCl exprimată în grame, consumată la titrarea soluției de carbonat :

106 g Na_2CO_3 . . . . $2 \cdot 36{,}5$ g HCl
0,1946 g . . . . x g HCl

$$x = (0{,}1946 \cdot 2 \cdot 36{,}5)/106 = (0{,}1946 \cdot 36{,}5)/53 = 7{,}102/53 = 0{,}1339.$$

Cantitatea de 0,133 g acid clorhidric cu care titrăm cele 0,1946 g de carbonat de sodiu chimic pur se găsește în 20,45 ml.

Un litru dintr-o asemenea soluție va conține o cantitate mai mare de acid clorhidric :

Dacă 20,45 ml . . . . 0,1339 g HCl
atunci 1 000 ml . . . . y g

$$y = \frac{1\,000 \cdot 0{,}1339}{20{,}45} = \frac{133{,}90}{20{,}45} = \frac{13\,390}{2\,045} = 6{,}54 \text{ g HCl}$$

Un echivalent gram de acid clorhidric are masa egală cu 36,5 g. Pentru a afla numărul de vali de acid clorhidric conținuți de cele 6,54 g folosim următoarea relație :

$$n = m/E = 6{,}54/36{,}5 = 654/3\,650 = 0{,}1795.$$

Soluția de acid clorhidric pe care o folosim pentru titrarea carbonatului de sodiu chimic pur are o concentrație normală egală cu 0,1795 *n*.

Problema nr. 145

Să se calculeze concentrația procentuală a soluției rezultată prin dizolvarea a 2,5 moli $CuSO_4$ în 500 ml apă. Ce cantitate de soluție de NaOH 10% este necesară în vederea precipitării cuprului?

Rezolvare

Într-un volum de apă cu masa egală cu 500 ml dizolvăm 2,5 moli sulfat de cupru cristalizat. Apoi precipităm cuprul din soluția de sulfat cu ajutorul unei soluții de hidroxid de sodiu ce are concentrația de 10%.
Masele moleculare sînt: 1 mol $CuSO_4$ = 160 g

1 mol NaOH = 40 g

1 mol H_2O = 18 g

Transformăm cei 2,5 moli sulfat de cupru cristalizat în grame. Sulfatul de cupru conține în molecula sa 5 molecule de apă. Deci are formula chimică: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Masa moleculară a sulfatului de cupru cristalizat este egală cu 250 u.

$$1 \text{ mol } CuSO_4 \cdot 5H_2O = 250 \text{ g}$$

În cei 2,5 moli avem o cantitate de sulfat de cupru cristalizat egală cu:

$$250 \cdot 2{,}5 = 25 \cdot 25 = 625 \text{ g}$$

În cele 500 g apă am dizolvat 625 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Calculăm cantitatea de sulfat de cupru anhidru:

Dacă 250 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . . . . 90 g apă
atunci 625 g . . . . x g apă

$$x = \frac{625 \cdot 90}{250} = \frac{625 \cdot 9}{25} = 25 \cdot 9 = 225 \text{ g apă}$$

Dacă din cantitatea totală de sulfat de cupru cristalizat scădem cantitatea de apă obținem cantitatea de sulfat de cupru anhidru

$$625 - 225 = 400 \text{ g } CuSO_4$$

Prin dizolvarea celor 625 g sulfat de cupru cristalizat în cele 500 g apă obținem cantitatea de sulfat de cupru soluție:

$$500 \text{ g apă} + 625 \text{ g } Cu(SO_4) \cdot 2H_2O = 1\,125 \text{ g sol.}; \; 725 + 400 = \\ = 1\,125 \text{ g sol}$$

Calculăm concentrația procentuală a soluției obținute :

Dacă 1 125 g soluție · · · · · · · ·	400 g $CuSO_4$
atunci 100 g · · · · · · · · · · · ·	y g

$$y = \frac{100 \cdot 400}{1\,125} = 40\,000/1\,125 = 35{,}5 \text{ g}; \ \% \ CuSO_4 = 35{,}5\,\%$$

Între sulfatul de cupru anhidru din această soluție și NaOH are loc următoarea reacție chimică :

$$CuSO_4 + NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Cunoaștem că 1 mol $CuSO_4$ = 160 g și 1 mol NaOH = 40 g

dacă 40 g NaOH reacționează · · ·	160 g $CuSO_4$
atunci z g NaOH · · · · · · · · · ·	400 g

$$z = \frac{400 \cdot 40}{160} = 400/4 = 100 \text{ g NaOH}$$

NaOH se folosește sub forma unei soluții care are concentrația de 10%
Cantitatea de soluție care conține cele 100 g NaOH se află astfel :

Dacă 100 g soluție conțin · · · · ·	·10 g NaOH
atunci u g · · · · · · · · · · · · ·	100 g

$$u = \frac{100 \cdot 100}{10} = 1\,000 \text{ g}; \ m \text{ sol} \cdot NaOH\ 10\% = 1\,000 \text{ g}$$

Problema nr. 146

Cîte grame de NaOH sînt necesare pentru a obține 2 l de soluție de concentrație procentuală 28% și a cărei densitate este de 1,31 g/ml ?

Rezolvare

Dorim să preparăm 2 l soluție alcalină de NaOH, dar care să aibă concentrația de 28%. Densitatea soluției este egală cu 1,31 g/ml. Calculăm masa celor 2 l de soluție folosind relația :

$$d = m/V; \ m = d \cdot V$$

$$d = 1{,}31 \text{ g/ml și } V = 2\,000 \text{ ml}$$

prin înlocuirea valorilor obținem : $m = 1{,}31 \cdot 2\,000 = 2\,650{,}0$ g
Calculăm cantitatea de NaOH care se găsește dizolvată în aceste 2 620 g soluție :

$$\begin{array}{ll} \text{Dacă } 100 \text{ g sol} \cdots\cdots\cdots\cdots & 28 \text{ g NaOH} \\ \text{atunci } 2\,620 \text{ g} \cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{2\,620 \cdot 28}{100} = \frac{262 \cdot 28}{10} = 26{,}2 \cdot 28 = 733{,}6 \text{ g}$$

$$m \text{ NaOH} = 733{,}6 \text{ g}$$

Problema nr. 147

Prin amestecarea a 100 ml soluţie 0,1 m de acid sulfuric cu 500 ml soluţie 1 m acid sulfuric obţinem o nouă soluţie. Care este concentraţia molară a acestei soluţii ?

Rezolvare

$$500 \text{ ml} + 100 \text{ ml} = 600 \text{ ml}$$

Notăm : x = cantitatea de acid sulfuric din soluţia cu concentraţia 1 m ;
y = cantitatea de acid sulfuric cu concentraţia 0,1 m;
z = cantitatea de acid sulfuric din soluţia finală cu volumul de 600 ml.

Calculăm cantitatea de acid sulfuric din prima soluţie, care are volumul de 500 ml. Concentraţia molară a unei soluţii ne arată numărul de moli de acid sulfuric (în cazul nostru) dizolvaţi în 1 000 ml de soluţie.

$$\begin{array}{ll} \text{Dacă } 1\,000 \text{ ml sol} \cdots\cdots\cdots\cdots & 98 \text{ g } H_2SO_4 \\ \text{atunci } 500 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{500 \cdot 98}{1\,000} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g}; \ x = 49 \text{ g}$$

Calculăm cantitatea de acid sulfuric dizolvată în a doua soluţie ce are volumul egal cu 100 ml.

$$\begin{array}{ll} \text{Dacă } 1\,000 \text{ ml sol} \cdots\cdots\cdots\cdots & \cdot 0{,}1 \cdot 98 \text{ g acid} \\ \text{atunci } 100 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots & \cdot y \text{ g} \end{array}$$

$$y = (100 \cdot 0{,}1 \cdot 98)/1\,000 = 100 \cdot 9{,}8/1\,000 = 9{,}8/10 = 0{,}98 \text{ g}$$

Cantitatea totală de acid sulfuric din cele două soluţii amestecate este :

$$z = x + y = 49 + 0{,}98 = 49{,}98 \simeq 50 \text{ g}$$

$$\begin{array}{ll} \text{Dacă } 600 \text{ ml sol} \cdots\cdots\cdots\cdots & 50 \text{ g acid} \\ \text{atunci } 1\,000 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots & u \text{ g} \end{array}$$

$$u = \frac{1\,000 \cdot 50}{600} = \frac{50 \cdot 10}{6} = 83{,}3 \text{ g acid sulfuric}$$

Pentru aflarea numărului de moli de acid folosim relaţia :

$$n = m/M$$

unde am notat cu : n = numărul de moli
m = masa acidului dizolvată = 83,3 g
M = molecula gram a acidului = 98 g

şi deci

$$n = m/M = 83{,}3/98 = 0{,}85 \text{ moli}$$

Soluţia obţinută prin amestecul celor două soluţii va avea o concentraţie molară egală cu 0,85 moli

Problema nr. 148

500 g soluţie NaCl 60% este folosită pentru obţinerea unei soluţii 90%. Să se calculeze ce cantitate de soluţie s-a obţinut şi ce cantitate de apă s-a îndepărtat ?

Rezolvare

Avem o soluţie de NaCl mai diluată, ce are o concentraţie procentuală de 60% şi dorim să preparăm o soluţie care să aibă concentraţia procentuală de 90%. Pentru aceasta, din cele 500 g soluţie iniţială vom îndepărta o parte din apă. Trebuie să calculăm masa soluţiei cu concentraţia procentuală de 90%, pe care o putem prepara din soluţia iniţială precum şi cantitatea de apă pe care o putem îndepărta.
Calculăm cantitatea de sare dizolvată în cele 500 g soluţie.

Dacă 100 g sol · · · · · · · · · · · · · · 60 g sare
atunci 500 g sol · · · · · · · · · · · · · · x g sare

$$x = \frac{500 \cdot 60}{100} = 300 \text{ g sare}$$

Cu cantitatea de 300 g sare dorim să preparăm o cantitate de soluţie care să aibă concentraţia 90%.

Dacă 90 g sare · · · · · · · · · · · · · 100 g soluţie
atunci 300 g · · · · · · · · · · · · · · y g soluţie

$$y = \frac{300 \cdot 100}{90} = \frac{30\,000}{90} = 333{,}3 \text{ g soluţie } 90\%$$

Aceste 333,3 g soluţie NaCl cu concentraţia de 90% s-au obţinut din cele 500 g soluţie iniţială. Deci o parte din apă s-a îndepărtat de exem-

plu prin evaporare. Cantitatea de apă evaporată o putem afla dacă scădem din masa soluţiei iniţiale masa soluţiei finale :

$$500{,}0 - 333{,}3 = 166{,}7 \text{ g apă îndepărtată}$$
$$m \text{ apă} = 166{,}7 \text{ g}$$

Problema nr. 149

Calculaţi numărul de ml de acid sulfuric cu densitatea de 1,098 g/ml şi concentraţia procentuală de 14% necesari pentru neutralizarea unei soluţii care conţine 16 g NaOH.

Rezolvare

Avem o soluţie de NaOH în care se găsesc dizolvate 16 g NaOH. Pentru neutralizarea hidroxidului din această soluţie folosim o soluţie de acid sulfuric ce are concentraţia de 14%, iar densitatea egală cu 1,098 g/ml. Reacţia chimică de neutralizare dintre acidul sulfuric şi hidroxidul de sodiu poate fi redată prin următoarea ecuaţie :

$$2NaOH + H_2SO_4 + 2H_2O$$

$$1 \text{ mol } NaOH = 40 \text{ g}; \ 1 \text{ mol } H_2SO_4 = 98 \text{ g}$$

Calculăm cantitatea de acid sulfuric ce reacţionează cu cele 16 g hidroxid de sodiu :

Dacă 98 g acid · · · · · · · · · · · 2·40 g NaOH
atunci x g acid · · · · · · · · · · · 16 g NaOH

$$x = \frac{16 \cdot 98}{2 \cdot 40} = \frac{8 \cdot 98}{40} = 98/5 = 19{,}6 \text{ g}$$

Această cantitate de acid sulfuric se găseşte într-o anumită cantitate de soluţie ce are concentraţia de 14%. Calculăm masa acestei soluţii :

Dacă 100 g sol · · · · · · · · · · · · · · 14 g acid
atunci y g sol · · · · · · · · · · · · · · 19,6 g

$$y = \frac{19{,}6 \cdot 100}{14} = \frac{980{,}0}{7} = 140 \text{ g}$$

Cunoaştem la soluţia de acid sulfuric următoarele date :

$$d = 1{,}098 \text{ g/ml şi } m = 140 \text{ g}$$

folosind relaţia $d = m/v$, vom putea calcula volumul :

$$V = m/d$$

$$V = \frac{140\ g}{1{,}098\ g/ml} = \frac{140\ 000}{1\ 098} = m = 127{,}6\ ml$$

Problema nr. 150

O soluție de acid clorhidric cu concentrația procentuală de 30% se neutralizează cu o soluție de KOH de concentrație 22,4%. Calculați cantitatea de soluție alcalină necesară pentru a neutraliza soluția de HCl cu masa de 365 g.

Rezolvare

Avem o soluție de HCl cu masa de 365 g și concentrația procentuală de 30%. Neutralizăm această soluție de HCl cu o soluție de KOH ce are concentrația procentuală egală cu 22,4%. Se scrie reacția chimică :

$$KOH + HCl = KCl + H_2O$$

Calculăm cantitatea de acid clorhidric folosită în soluția dată:

Dacă 100 g sol · · · · · · · · · · · · · · 30 g HCl
atunci 365 g sol · · · · · · · · · · · · · · x g HCl

$$x = \frac{365 \cdot 30}{100} = \frac{365 \cdot 3}{10} = \frac{219}{2} = 109{,}5\ g$$

Calculăm cantitatea de KOH care reacționează cu cele 109,5 g HCl

Dacă 36,5 g HCl reacționează · · · · · 56 g KOH
atunci 109,5 g KOH · · · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{109{,}5 \cdot 56}{36{,}5} = 3 \cdot 56 \cdot = 168\ g\ KOH$$

Această cantitate de KOH se găsește într-o soluție care are concentrația procentuală egală cu 22,4%. Trebuie să calculăm masa soluției bazice utilizată :

Dacă 100 g sol conțin · · · · · · · · · 22,4 g KOH
atunci z g · · · · · · · · · · · · · · · 168 g KOH

$$z = \frac{168 \cdot 100}{22{,}4} = \frac{84 \cdot 100}{11{,}2} = \frac{42 \cdot 100}{5{,}6} = 750\ g\ sol\ KOH$$

Problema nr. 151

Se amestecă o soluție de saramură cu concentrația de 10% cu o altă soluție de saramură cu concentrația de 60% și masa 3 kg. Cîte kg

se iau din prima soluție dacă soluția finală de saramură obținută după amestec are o concentrație procentuală de 40% ?

Rezolvare

Dispunem de o cantitate de saramură cu masa de 3 kg și concentrația procentuală egală cu 60% din care vrem să preparăm o soluție de saramură cu concentrația procentuală de 40% prin adăugarea unei alte soluții de saramură ce are concentrația procentuală de 10%. Fie x cantitatea de saramură cu concentrația procentuală de 10% pe care o adăugăm peste cele 3 kg saramură cu o concentrație de 60%.

Masa soluției finale va fi egală cu $(3 + x)$ kg și va avea concentrația procentuală egală cu 40%. Cantitatea de sare din soluția finală o aflăm astfel:

Dacă 100 kg saramură · · · · · · · · · 40 kg sare
atunci $(3 + x)$ kg · · · · · · · · · · · · m_1 kg sare

$$m_1 = \frac{(3 + x) \cdot 40}{100} = \frac{(3 + x) \cdot 2}{5}$$

În cele x kg saramură adăugate, cu concentrația procentuală de 10% avem o cantitate de sare pe care o aflăm astfel:

Dacă 100 kg saramură conțin · · · · · 10 kg sare
atunci x kg · · · · · · · · · · · · · · m_2 kg sare

$$m_2 = \frac{x \cdot 10}{100} = x/10 \text{ kg sare}; \ m_2 = 0{,}1 \times \text{kg sare}$$

Calculăm cantitatea de sare de bucătărie din cele 3 kg saramură ce are concentrația procentuală de 60%

Dacă 100 kg de saramură · · · · · · · · 60 kg sare
atunci 3 kg · · · · · · · · · · · · · · · m_3

$$m_3 = \frac{3 \cdot 60}{100} = \frac{3 \cdot 6}{10} = 18/10 = 1{,}8 \text{ kg sare}$$

Cantitatea de sare m_1 din soluția finală este egală cu cantitatea de sare m_2 din soluția adăugată, de concentrația 10% la care se adaugă cele m_3 kg sare din soluția de bază. Scriem că:

$$m_1 = m_2 + m_3$$

unde am găsit că:

$$m_1 = \frac{(3 + x)2}{5}; \ m_2 = 0{,}1 \times \text{kg}; \ m_3 = 1{,}8 \text{ kg}$$

iar prin înlocuirea datelor obținem :

$$\frac{(3+x)\cdot 2}{5} = \frac{x}{10} + 1{,}8 \text{ sau } \frac{(3+x)2}{5} = \frac{x}{10} + \frac{18}{10}$$

$$2(3+x)\cdot 2 = x + 18 \text{ ; } 4(3+x) = x + 18 \text{ ; } 12 + 4x = x + 18$$

$$4x - x = 18 - 12 \text{ ; } 3x = 6 \text{ ; } x = 6/3 = 2 \text{ ;}$$

$$x = 2 \text{ kg sol } 10\%$$

Problema nr. 152

Calculați cantitatea de clorat de potasiu (în grame) necesară pentru obținerea a 67,2 g HCl măsurat în condiții normale. Acidul obținut se dizolvă în 90,5 g apă. Ce concentrație are soluția obținută ?

Rezolvare

Cloratul de potasiu se descompune prin încălzire în KCl și O_2. În condiții normale obținem 67,2 g HCl. Din KCl se poate obține acidul clorhidric prin tratare cu acidul sulfuric.

$$2\ KCl + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HCl \text{ :}$$

Știm că : $1 \text{ mol } KClO_3 = 122{,}5 \text{ g}$

$$1 \text{ mol HCl} = 36{,}5 \text{ g}$$

Calculăm cantitatea de clor din cele 67,5 g HCl :

Dacă 36,5 g HCl . . . . 35,5 g Cl_2
atunci 67,5 g . . . . x g Cl_2

$$x = \frac{67{,}2\cdot 35{,}5}{36{,}5} = \frac{2\,385{,}5}{36{,}5} = 65{,}35 \text{ g clor}$$

Această cantitate de clor se obține prin folosirea cloratului de potasiu :

Dacă 122,5 g $KClO_3$ . . . . 35,5 g Cl_2
atunci y g . . . . 65.35 g

$$y = \frac{65{,}35\cdot 122{,}5}{35{,}5} = \frac{65{,}35\cdot 24{,}5}{7{,}1} = \frac{1\,699{,}85}{7{,}1} = 225{,}3 \text{ g}$$

Acidul obținut cu masa de 67,2 g se dizolvă în 90,5 g apă. Obținem o soluție de HCl ce are masa egală cu :

$$90{,}5 + 67{,}2 = 157{,}7 \text{ g}$$

Dacă în 157,7 g sol · · · · · · · · · · ·67,2 g HCl
atunci în 100 g · · · · · · · · · · · · · · z g HCl

$$z = \frac{100 \cdot 67{,}2}{157{,}7} = \frac{6\,720}{157{,}7} = 42{,}6 \text{ g HCl}$$

Soluția de acid clorhidric obținută are concentrația procentuală egală cu 42,6%

$$\%\text{HCl} = 42{,}6$$

Problema nr. 153

Considerăm o soluție rezultată prin amestecul a 20 ml soluție 0,1 m de substanță *A* cu 8 ml soluție 3 m substanță *B* și cu 6 ml substanță *C* de concentrație 15 %(cu densitatea 1). Să se determine concentrația molară a fiecărei substanțe din soluția rezultată prin amestec.

Rezolvare

Soluția finală rezultată prin amestecul a trei soluții conține substanțele *A*, *B*, *C*. Volumul soluției finale este egal cu suma volumelor soluțiilor care se amestecă.

$$V_f = V_A + V_B + V_C$$

dar, $V_A = 20$ ml ; $V_B = 8$ ml și $V_C = 6$ ml, deci $V_f = 34$ ml

Prima soluție are concentrația molară egală cu 0,1 m. Dacă admitem cazul că 1 mol de substanță *A* este egal cu x g, atunci 0,1 m reprezintă 0,1 × g substanță *A* dizolvată în 1 000 ml.

dacă 1 000 ml soluție conțin · · · · ·0,1 x g *A*
atunci 20 ml sol · · · · · · · · · · · · a g subst. *A*

$$a = \frac{20 \cdot 0{,}1}{1\,000} = \frac{0{,}1x}{50} = 1/500\ x$$

A doua soluție are concentrația molară egală cu 3 *m*. Fie y masa moleculară a substanței *B*. În 1 000 ml soluție avem dizolvată o cantitate de substanță *B* egală cu 3 y.

Dacă 1 000 ml sol · · · · · · · · · · 3 ·y g subst. *B*
atunci 8 ml sol · · · · · · · · · · · · ·b g

$$b = \frac{8 \cdot 3 \cdot y}{1\,000} = 24\ y/1\,000 = 3y/125$$

A treia soluție are concentrația procentuală egală cu 15% și o densitate egală cu 1 g/ml. S-au folosit din această soluție pentru amestec 6 ml. Mai întîi calculăm masa celor 6 ml de soluție folosind relația :

$$d = m/V$$

Din relația de mai sus rezultă că : $m = d \cdot V = 1$ g/ml $\cdot 6$ ml $= 6$ g. Calculăm cantitatea de substanță C din cele 6 g de soluție :

Dacă 100 g sol · · · · · · · · · · · · · 15 g subst. C
atunci 6 g · · · · · · · · · · · · · · ·m g

$$m = \frac{6 \cdot 15}{100} = 90/100 = 0{,}9 \text{ g}$$

Cantitatea totală de substanță dizolvată în volumul final de soluție este egal cu :

$$a + b + m = (1/500)\, x + (3/125)\, y + 0{,}9$$

Fie z masa moleculară a substanței C dizolvată în a 3-a soluție. Am găsit că în soluția finală cu un volum de 34 ml avem dizolvată o cantitate de :

$a = (1/500)\, x$ g substanță A
$b = (3/125)\, y$ g substanță B
$m = 0{,}9$ g substanță C

Calculăm concentrația molară pentru fiecare substanță dizolvată în soluția amestec:

1) dacă 34 ml sol finală · · · · · · $(1/500)\ x$ gA
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · · · d_g subst. A

$$d_g = \frac{1\,000 \cdot (1\,500) x}{34} = \frac{1\,000\, x}{34 \cdot 500} \text{ g} = \frac{2x}{34} = \frac{x}{17} \text{ g subst. } A$$

Transformăm $x/17$ g substanță A în moli folosind relația :

$$n = m/M$$

n = numărul de moli = ?
m = masa de substanță dizolvată = $x/17$ grame
M = masa moleculară = x

Rezultă că :

$$n = \frac{\frac{x}{17}}{x} = \frac{x}{17x} = \frac{1}{17} \text{ moli} = 0{,}058 \text{ m}$$

Concentrația molară a substanței A în soluția finală este egală cu 0,058 m:

$$C_A = 0{,}058 \text{ m}$$

2) Dacă 34 ml sol. finală · · · · · (3/125) y subst. B
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · e g

$$e_g = \frac{1\,000 \cdot \dfrac{3}{125y}}{34} = \frac{1\,000 \cdot 3 \cdot y}{34 \cdot 125} = \frac{8 \cdot 3 \cdot y}{34} = \frac{12}{17}\, y = 0{,}7\ y$$

Numărul de moli va fi egal cu :

$$n = m/M = 0{,}7\ y/y = 0{,}7$$

$$C_B = 0{,}7$$

Din a treia soluție folosim pentru amestec 6 ml soluție care conține dizolvată o cantitate de substanță C exprimată prin concentrația de 15%. Densitatea soluției este de 1 g/ml și am găsit că cei 6 ml conțin dizolvată o cantitate de substanță C egală cu 0,9 g. După dizolvare, aceste 0,9 g substanță C aparțin celor 34 ml soluție finală :

Dacă 34 ml sol. finală · · · · · · · · · · · 0,9 g C
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · · · · · m g C

$$m = \frac{1\,000 \cdot 0{,}9}{34} = 900/34 = 450/17 = 26{,}4\ \text{g}\ C$$

3) Fie z masa moleculară a substanței C. Am folosit din soluția a treia 6 ml cu concentrația de 15%. Transformăm concentrația procentuală a acestei soluții în concentrație molară. Pentru aceasta, calculăm cantitatea de substanță dizolvată în 1 000 ml soluție :

Dacă 6 ml · · · · · · · · · · · · · · ·0,9 g subst. C
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · · · · f g subst. C

$$f = \frac{1\,000 \cdot 0{,}9}{6} = 900/6 = 150\ \text{g}$$

Mai departe aflăm molaritatea acestei soluții folosind relația :

$$n = m/M$$

unde în cazul nostru avem :

$m = 150$ g; $M = z$ și deci $n = 150/z =$ numărul de moli din 1 000 ml soluție.

Soluția a treia are concentrația procentuală de 15% sau concentrația molară dată de relația $150/zm$.

Folosim din această soluție 6 ml pe care-i amestecăm cu celelalte două soluții. Cantitatea de substanță C în cei 6 ml o aflăm astfel :

Dacă 1 000 ml sol finală · · · · · · · · $(150/z) \cdot z$ g C
atunci 6 ml · · · · · · · · · · · · · · · h g

$$h = \frac{6 \cdot \frac{150}{z} \cdot z}{1\,000} = \frac{6 \cdot 150}{1\,000} = \frac{900}{1\,000} = 0.9 \text{ g}$$

De asemeni am găsit că la 1 000 ml soluție finală corespund 26,4 g substanță C. În acest caz concentrația molară a soluției finale față de C este egală cu $26,4/z$.

$$C_C = 26,4/z \text{ m}$$

Problema nr. 154

O cantitate de 1 000 g piatră de var ce conține 90% carbonat de calciu se tratează cu 200 g soluție acid clorhidric 10%. Ce produse și în ce condiții se obțin ?

Rezolvare

Reacția se produce cu efervescență. Ecuația acestei reacții este:

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Pentru masele lor moleculare găsim valorile :

1 mol $CaCO_3$ = 100 g; 1 mol $CaCl_2$ = 111 g; 1 mol HCl = 36,5 g
1 mol CO_2 = 44 g și 1 mol H_2O = 18 g

Calculăm cantitatea de acid clorhidric din cele 200 g de soluție cu concentrația procentuală de 10% :

Dacă 100 g soluție · · · · · · · · · · · · · 10 g HCl
atunci 200 g · · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{200 \cdot 10}{100} = \frac{2\,000}{100} = 20 \text{ g HCl}$$

Calculăm cantitatea de carbonat de calciu din cele 1 000 g piatră de var cu puritatea de 90% :

Dacă 100 g piatră de var · · · · · · · 90 g $CaCO_3$
atunci 1 000 g · · · · · · · · · · · · · y g $CaCO_3$

$$y = \frac{1\,000 \cdot 90}{900} = \frac{90\,000}{100} = 900 \text{ g } CaCO_3$$

În reacție intră : 20 g HCl și 900 g carbonat de calciu.

Calculăm cantitatea de acid clorhidric care reacţionează cu cele 900 g carbonat de calciu :

Dacă 100 g carbonat de calciu · · · · · · · $2 \cdot 36{,}5$ g
atunci 900 g · · · · · · · · · · · · · · · · · z g HCl

$$z = \frac{900 \cdot 2 \cdot 36{,}5}{100} = 9 \cdot 2 \cdot 36{,}5 = 9 \cdot 73 = 657 \text{ g HCl}$$

Noi dispunem de numai 20 g de HCl, nu de 657 g, deci nu toată cantitatea de $CaCO_3$ intră în reacţie. Calculăm cantitatea de carbonat care reacţionează cu cele 20 g acid clorhidric :

Dacă 73 g HCl reacţionează · · · · · 100 g $CaCO_3$
atunci 20 g HCl · · · · · · · · · · · m g $CaCO_3$

$$m = \frac{20 \cdot 100}{73} = \frac{10 \cdot 100}{36{,}5} = \frac{2\,000}{73} = 27{,}4 \text{ g}$$

$$m = 27{,}4 \text{ g}$$

Cantitatea de 20 g HCl reacţionează cu 27,4 g $CaCO_3$. Restul cantităţii de carbonat cu masa de 872,6 g nu participă la reacţie din lipsă de reactiv. Din reacţie rezultă următoarele produse : $CaCl_2$; CO_2 şi H_2O.

Determinăm cantităţile de produse enumerate mai sus rezultate din reacţie :

Dacă din 100 g $CaCO_3$ · · · · · · · · · 111 g $CaCl_2$
atunci din 27,4 g · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{27{,}4 \cdot 111}{100} = 27{,}4 \cdot 1{,}11 = 30{,}414 \text{ g } CaCl_2$$

2) dacă din 100 g $CaCO_3$ · · · · · · · · · 44 g CO_2
atunci din 27,4 g · · · · · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{27{,}4 \cdot 44}{100} = 27{,}4 \cdot 0{,}44 = 12{,}056 \text{ g } CO_2$$

3) dacă din 100 g $CaCO_3$ · · · · · · · · 18 g H_2O
atunci din 27,4 g · · · · · · · · · · · · · z g

$$z = \frac{27{,}4.18}{100} = 27{,}4 \cdot 0{,}18 = 4{,}932 \text{ g apă}$$

CO_2 este un produs gazos. De aceea este mai corect să-l exprimăm în l:

Dacă 44 g CO_2 · · · · · · · · · · · · · · · · 22,41 l
atunci 12,056 g · · · · · · · · · · · · · · · · v l

$$v = \frac{12{,}056 \cdot 22{,}41}{44} = 6{,}14 \text{ l}$$

Am obţinut următoarele cantităţi de produse :

$$CaCl_2 = 30{,}419 \text{ g}$$
$$CO_2 = 6{,}14 \text{ g}$$
$$H_2O = 4{,}932 \text{ g}$$

Problema nr. 155

În medicină se foloseşte o soluţie de NaCl cu concentraţia de 0,85% numită ser fiziologic, Calculaţi :

1. Cantitatea de apă şi sare necesare pentru a obţine 5 kg ser fiziologic ;

2. Cantitatea de sare ce se introduce în organism la injectarea a 400 g ser fiziologic.

Rezolvare

100 kg ser · · · · · · · · · · · · · · · 0,85 kg NaCl
5 kg ser · · · · · · · · · · · · · · · x kg NaCl

$$x = (5 \cdot 0{,}85)/100 = 4{,}25/100 = 0{,}0425 \text{ kg NaCl}$$

5 kg ser = 5 000 g care conţin : 42,5 g sare şi 4 957,5 g apă

100 g ser · · · · · · · · · · · · · · · 0,85 g NaCl
400 g ser · · · · · · · · · · · · · · · x g NaCl

$$x = (400 \cdot 0{,}85)/100 = 4 \cdot 0{,}85 = 3{,}4 \text{ g sare}$$

Problema nr. 156

În medicină pentru dezinfectarea rănilor se foloseşte ca medicament renumit tinctura de iod, care este o soluţie de 10% iod în alcool. Să se calculeze :

a. Ce cantitate de iod se găseşte în 15 g tinctură ;

b. Cîţi ml alcool şi cîte g de iod sînt necesare pentru a obţine 500 g de tinctură de iod ?

Rezolvare

a) 100 g tinctură · · · · · · · · · · · · · · 10 g iod
15 g tinctură · · · · · · · · · · · · · · x g iod

$$x = (15 \cdot 10)/100 = 1{,}5 \text{ g iod}$$

b) 100 g sol·iod · · · · · · · · · · · · · · 10 g iod
500 g sol·iod · · · · · · · · · · · · · · x g iod

$$x = (500 \cdot 10)/100 = 50 \text{ g iod}$$

În concluzie, 500 g tinctură conține 50 g iod și 450 g alcool. Vom transforma în volume alcoolul:

$$V = m/d = (450\ g)/0{,}8\ g/ml = 450/0{,}8 = 2\,250/4 =$$
$$= 1\,125/2 = 562{,}5\ ml\ alcool$$

Problema nr. 157

Gustul acru al lămîiei se datorește acidului citric. În sucul de lămîie se găsește circa 6,5 % acid citric. Să se calculeze:

a. Concentrația acidului citric în soluția rezultată prin amestecul a 20 g suc de lămîie în 20 g apă;

b. Cîte g de apă trebuie adăugate la 50 g suc de lămîie pentru a obține o soluție 1% acid citric?

Rezolvare

20 g suc de lămîie + 20 g apă = 40 g soluție

100 g suc · · · · · · · · · · · · · 6,5 g acid citric
20 g suc · · · · · · · · · · · · · x g acid citric

$x = (20 \cdot 6{,}5)/100 = 1{,}3$ g acid citric ce se află în cele 40 g soluție

40 g sol. acid citric · · · · · · · 1,3 g acid citric
100 g sol · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = (100 \cdot 1{,}3)/40 = 6{,}5/2 = 3{,}25\ \%$$

b) 100 g suc · · · · · · · · · · · · · 6,5 acid citric
50 g suc · · · · · · · · · · · · · x g acid

$$x = (50 \cdot 6{,}5)/100 = 3{,}25\ g\ acid\ citric$$

100 g sol. acid citric · · · · · · · 1 g acid citric
x g sol · · · · · · · · · · · · · 3,5 g

$$x = (3{,}25 \cdot 100)/1 = 325\ g\ soluție\ acid\ citric$$
$$325 - 50 = 275\ g\ apă$$

Problema nr. 158

Se folosesc două soluții de acid sulfuric cu concentrațiile procentuale de 25% și 95%. Din aceste soluții prin amestecarea unor părți se obține 1 l soluție 50% concentrație și densitate 1,395 g/ml.

Să se calculeze volumul celor două soluții care se amestecă.

Rezolvare

$$d = m/V\ ;\ m = d \cdot V$$

1. Aflăm greutatea soluţiei finale (masa ei)

$$d = 1{,}395\ g/ml;\ V = 1\ l = 1\ 000\ ml$$

$$m = d \cdot V = 1{,}395\ g/ml \cdot 1\ 000\ ml = 1\ 395\ g$$

2. Deoarece soluţia are concentraţia procentuală de 50% va conţine următoarea cantitate de acid sulfuric:

100 g sol. acid . . . . 50 g acid
1 395 g sol. acid . . . . x g acid

$$x = \frac{1\ 395 \cdot 50}{100}\ g\ H_2SO_4$$

3. Notăm cu y cantitatea de acid de 95% necesară. Ea va conţine o cantitate de acid pe care o aflăm astfel:

100 g sol acid . . . . 95 g acid
y g acid 95% . . . . z g acid

$$z = (y \cdot 95)/100\ g\ acid\ sulfuric$$

4. Ştim că cantitatea totală de acid sulfuric din soluţia de 50% va fi:

$$\frac{1\ 395 \cdot 50}{100}\ g \text{ iar din soluția de } 95\%\ 95\ y/100\ g$$

Cantitatea de acid sulfuric 25% necesară preparării soluţiei va fi:

$$1\ 395 - y \text{ și conține: } \frac{(1\ 395 - y)25}{100}\ g \text{ acid sulfuric}$$

5. Cantitatea de acid sulfuric din soluţia finală (cu conc. 50%) va fi egală cu suma cantităţilor de acid sulfuric din cele 2 soluţii:

Putem scrie:

$$\frac{95y}{100} + \frac{\frac{(1\ 395 - y)25}{-1}}{100} = \frac{1\ 395 \cdot 50}{100}$$

$$95\ y + (1\ 395 - y)\ 25 = 1\ 395 \cdot 50$$
$$19\ y + (1\ 395 - y)\ 5 = 1\ 395 \cdot 10$$
$$19\ y + (1\ 395 \cdot 5) - 5y = 13\ 950$$
$$14\ y = 13\ 950 - 6\ 975$$
$$14\ y = 6\ 975$$

$y = 6\,975/14 = 498{,}2$ = cantitatea de soluție 95% necesară
$1\,395 - y = 1\,395 - 498{,}2 = 896{,}8$ g acid sulfuric 25%
În concluzie vom amesteca următoarele cantități:

498,2 sol·acid 95% și 896,8 sol. acid 25%

Problema nr. 159

Calculați concentrația procentuală, molară și normală, precum și titrul unei soluții de acid sulfuric obținută prin amestecul următoarelor soluții:

- 200 g soluție 4,9% H_2SO_4
- 0,5 l soluție 0,1 m H_2SO_4
- 200 ml soluție 0,5 n H_2SO_4

Soluția nouă obținută are densitatea egală cu 1 g/ml.

Rezolvare

1. Calculăm concentrația procentuală a soluției obținute. Ea se obține prin amestecul celor trei soluții de concentrațiile arătate mai sus și densitatea de 1 g/ml. Vom calcula cantitatea de acid sulfuric din cele trei soluții care se amestecă:

100 g sol. acid · · · · · · · · · · · · · 4,9 g acid
200 g soluție acid · · · · · · · · · · · · x g acid

$$x = (200 \cdot 4{,}9)/100 = 9{,}8 \text{ g acid sulfuric}$$

$$1 \text{ mol } H_2SO_4 \cdots 98 \text{ g}; \; 0{,}1 \text{ mol} \cdots 9{,}8 \text{ g}$$

sol 0,1 mol = 1 litru sol. conține 0,1 mol:

1 000 ml sol. acid · · · · · · · · · · · · · 9,8 g acid
500 ml sol. acid · · · · · · · · · · · · · x g acid

$$x = (500 \cdot 9{,}8)/1\,000 = 4{,}9 \text{ g acid}$$

Soluția normală = numărul de echivalenți gram (vali) dizolvați în 1 000 ml soluție.

$$E_g = \frac{\text{masa moleculară}}{\text{nr. atomilor de H}} = \frac{98}{2} = 49$$

1 000 ml sol. · · · · · · · · · · · · · · · 2,45 g acid
200 ml sol. · · · · · · · · · · · · · · · x g acid

$$x = (200 \cdot 2{,}45)/1\,000 = 4{,}9 \text{ g acid}$$

Soluţia 1 conţine ············· 9,8 g acid
Soluţia 2 conţine ············· 4,9 g acid
Soluţia 3 conţine ············· 4,9 g acid

Total = 19,6 g acid sulfuric

Cunoscînd că densitatea este egală cu 1 g/ml, putem afla masa lor

$$d = m/V \text{ şi : } m = d \cdot V$$

$$m_1 = 1 \cdot 200 = 200 \text{ g} ; m_2 = 1 \cdot 500 = 500 \text{ g} ; m_3 = 1 \cdot 200 = 200 \text{ g, şi}$$

$$m_{total} = 900 \text{ g soluţie}$$

În această soluţie avem dizolvate 19,6 g acid. Concentraţia procentuală a soluţiei va fi următoarea :

900 g sol. acid · · · · · · · · · · · · · · 19,6 g acid
100 g sol. acid · · · · · · · · · · · · · · x g acid

$$x = (100 \cdot 19,6)/900 = 2,18$$

2. Calculăm concentraţia molară a soluţiei :

$$V_{soluţie} = 500 + 200 + 200 = 900 \text{ ml}$$

Ştim că $G_{H_2SO_4} = 19,6$ g

900 ml soluţie · · · · · · · · 19,6/98 moli H_2SO_4
1 000 ml soluţie · · · · · · · m

$$m = \frac{1\,000 \cdot 19,6}{900 \cdot 98} = 0,22$$

$$m = 0,22$$

Pentru a afla normalitatea soluţiei finale, facem calculul :

900 ml soluţie · · · · 19,6/49 echiv. gram H_2SO_4
1 000 ml soluţie · · · · n

$$n = \frac{1\,000 \cdot 19,6}{49 \cdot 900} = 0,44$$

$$n = 0,44$$

$$T = \frac{G}{V} = \frac{19,6}{900} = 0,0217 \text{ g/ml}$$

Problema nr. 160

O cantitate de 500 g soluţie 9,8 % acid sulfuric se neutralizează cu o soluţie de KOH de concentraţie procentuală 5,6 %.

Cîte grame de soluţie alcalină sînt necesare ?

Rezolvare

Reacţia de neutralizare este următoarea :

$$2\ KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2\ H_2O$$

1 mol KOH = 56 g; 1 mol acid = 98 g; 1 mol K_2SO_4 = 174 g; 1 mol H_2O = 18 g.

Calculăm cantitatea de acid care se găseşte în cele 500 g soluţie :

100 g soluţie . . . . 9,8 g acid
500 g soluţie . . . . x g acid

$$x = \frac{500 \cdot 9{,}8}{100} = 5 \cdot 9{,}8 = 49 \text{ g acid}$$

Deci, în cele 500 g soluţie, se află 49 g acid sulfuric.

Calculăm cantitatea de hidroxid de potasiu, necesară neutralizării celor 49 g acid sulfuric :

98 g acid . . . . $2 \cdot 56$ g KOH
49 g acid . . . . x g KOH

$$x = (49 \cdot 2 \cdot 56)/98 = 56 \text{ g KOH}$$

Calculăm cantitatea de soluţie de KOH, de concentraţie procentuală 5,6 % în care se găsesc cele 56 g KOH :

100 g soluţie . . . . 5,6 g KOH
x g soluţie . . . . 56 g KOH

$$x = (56 \cdot 100)/5{,}6 = 1\ 000 \text{ g soluţie KOH}$$

Problema nr. 161

În 100 ml soluţie de clorură ferică, de concentraţie 0,5 n se adaugă o soluţie alcalină cu concentraţia 0,2 n pentru a precipita ionul de Fe^{+3} sub formă de hidroxid feric. Cîţi ml de soluţie alcalină adăugăm ?

Rezolvare

1. Reacţia de precipitare este următoarea :

$$3\ NaOH + FeCl_3 = Fe(OH)_3 + 3\ NaCl$$

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g}; \quad 1 \text{ mol } FeCl_3 = 162{,}2 \text{ g}; \ E = \frac{162{,}2}{3}$$

$$0{,}5\ n = 0{,}5 \cdot (162{,}2/3) \text{ g}$$

Cantitatea de $FeCl_3$ din soluţia noastră este :

$$\begin{array}{ll} 1\,000 \text{ ml soluţie} \cdots\cdots & 0{,}5\cdot(162{,}2/3) \\ 100 \text{ ml soluţie} \cdots\cdots & x \text{ g } FeCl_3 \end{array}$$

$$x = \frac{100\cdot 0{,}5(162{,}2/3)}{1\,000} = \frac{0{,}5(162{,}2/3)}{10} = \frac{0{,}5.162{,}2}{3.10} = 2{,}70 \text{ g } FeCl_3$$

$$\begin{array}{ll} 3\cdot 40 \text{ g NaOH} \cdots\cdots & 162{,}2 \text{ g } FeCl_3 \\ x \text{ g NaOH} \cdots\cdots & 2{,}70 \text{ g}FeCl_3 \end{array}$$

$$x = \frac{2{,}70\cdot 3\cdot 40}{162{,}2} = \frac{2{,}7\cdot 120}{162{,}2} = \frac{27\cdot 12}{162{,}2} = 2 \text{ g NaOH}$$

Dar noi folosim soluţia de alcali de o concentraţie egală cu 0,2 n

$$0{,}2\ n \text{ NaOH} = 0{,}2\cdot 40 \text{ g} = 8 \text{ g NaOH}$$

$$\begin{array}{ll} 1\,000 \text{ ml sol. NaOH} \cdots\cdots & 8 \text{ g NaOH} \\ x \text{ ml sol} \cdots\cdots & 2 \text{ g NaOH} \end{array}$$

$$x = \frac{2\cdot 1\,000}{8} = 250 \text{ ml sol. NaOH } 0{,}2\ n$$

2.
$$V_1\cdot n_1 = V_2\cdot n_2$$

unde : $V_{1,2}$ = volumele celor două soluţii
$n_{1,2}$ = normalităţile celor două soluţii ;

sau :

$$(V_{acid}/V_{bază}) = (n_{bază}/n_{acid})$$

În cazul nostru :

$$(V_{alcalii}/V_{sare}) = (n_{sare}/n_{alcalii})$$

de unde rezultă că :

$$V_{alcalii}\cdot n_{alcalii} = V_{sare}\cdot n_{sare}$$
$$V_{alcalii} = (n_{sare}/n_{alcalii})\cdot V_{sare}$$

Unde : $V_{alcalii}$ = volumul soluţiei de alcali = ?
n_{sare} = normalitatea soluţiei de $FeCl_3$ = 0,5 n
$n_{alcalii}$ = normalitatea soluţiei de NaOH = 0,2 n
V_{sare} = volumul soluţiei de $FeCl_3$ = 100 ml
$V_{alcalii}$ = $(0{,}5/0{,}2)\cdot 100$ = 250 ml sol NaOH conc. 0,2 n.

Problema nr. 162

Un volum de 100 ml soluţie acid sulfuric de concentraţie 96% şi densitate 1,84 g/ml se adaugă la 400 ml apă. Exprimaţi concentraţia soluţiei obţinute în procente şi în vali/litru.

Rezolvare

Calculăm masa soluției de acid sulfuric ce are $d = 1,84$ g/ml

$$m = d \cdot V = 1,84 \text{ g/ml} \cdot 100 \text{ ml} = 184 \text{ g}$$

Prin amestecarea a cele 400 g apă obținem o soluție ce are masa totală egală cu :

$$400 + 184 = 584 \text{ g sol. acid}$$

Calculăm cantitatea de acid sulfuric din soluția de acid :

96 g acid . . . . 100 g sol
x g acid . . . . 184 g sol

$$x = (184 \cdot 96)/100 = 1,84 \cdot 96 = 176,64 \text{ g acid}$$

Această cantitate de acid se găsește dizolvată în noua soluție, ce are masa de 584 g. Concentrația procentuală va fi :

584 g sol acid . . . . 176,6 g acid
100 g . . . . x g

$$x = \frac{100 \cdot 176,64 \text{ g acid}}{584} = 17\,664\%\ 584 = 30,2 \text{ g}$$

sau exprimat în concentrație procentuală = 30,2%

Pentru a exprima concentrația soluției în moli/l sau vali/l pentru a găsi normalitatea soluției procedăm astfel :

$$400 + 100 = 500 \text{ ml}$$

În cei 500 l soluție avem dizolvate 176,64 g acid, adică un număr de n echivalenți, unde :

$$n_E = m_{acid}/M_E = 176,64/49 = 3,6 \text{ echivalenți}$$

500 ml sol . . . . $\cdot$3,6 echiv.
1 000 ml sol x

$$x = \frac{1\,000 \cdot 3,6}{500} = 7,2 \text{ vali/l}$$

Problema nr. 163

Ce volum capătă 700 ml dintr-o soluție de concentrație 0,2460 *n* pentru a deveni o soluție cu concentrația normală 0,2 ?

Rezolvare

Avem o soluţie cu normalitatea 0,2460 şi dorim să preparăm o soluţie cu o concentraţie mai mică. Pentru aceasta trebuie ca prima soluţie s-o diluăm.

Fie x numărul de ml de apă distilată pe care-i vom adăuga celor 700 ml de soluţie de concentraţie normală de 0,2460 n. Într-un ml de soluţie de concentraţie 0,2460 avem dizolvată o cantitate de substanţă egală cu $(0{,}2460 \cdot E_y)/1\,000$. Cum am dedus aceasta ?

Am presupus că E_y este echivalentul gram al compusului y din care am dizolvat o cantitate de substanţă egală cu 0,2460 E_y. Această cantitate de substanţă se găseşte dizolvată în 1 000 ml soluţie. Într-un ml soluţie vom avea de 1 000 de ori mai puţină substanţă, adică $(0{,}2460 \cdot \cdot E_y)/1\,000$. Cantitatea de substanţă dizolvată în cei 700 ml va fi:

$$700 \frac{0{,}2460\ E_y}{1\,000} = 7\,\frac{0{,}2460\ E_y}{10} = 1{,}7220\ E_y/10 = 0{,}1722\ \mathrm{E}_y \qquad (1)$$

0,1722 reprezintă cantitatea de compus y din cei 700 ml de soluţie cu concentraţia de 0,2460 n.

Dorim să preparăm o soluţie cu concentraţia 0,2n din soluţia cu concentraţia 0,2460 n, prin diluarea acesteia din urmă. În final obţinem o soluţie cu volumul de $(700 + x)$ ml ce are normalitatea de 0,2 n. În noul volum de soluţie avem dizolvată aceeaşi cantitate de compus y. Într-un ml din noua soluţie, avem dizolvată o cantitate de compus y, egală cu :

$$\begin{array}{l} 100 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots \cdot 0{,}2000\ E_y \\ 1 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots \cdot x \text{ g } E_y \end{array}$$

$$x = \frac{1 \text{ ml} \cdot 0{,}2\ E_x}{1\,000 \text{ ml}} = 0{,}0002\ E_y \text{ g}$$

În cei $(700 + x)$ml vom avea dizolvată o cantitate de substanţă egală cu $(700 + x)$ 0,0002 E_y, deoarece,

$$\begin{array}{l} 1 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots 0{,}0002\ E_y \text{ g} \\ (700 + x) \text{ ml} \cdots\cdots\cdots\cdots h \text{ g} \end{array}$$

$$h = \frac{(700 + x) \cdot 0{,}0002\ E_y}{1 \text{ ml}} = (700 + x) \cdot 0{,}0002\ E_y \text{ g}$$

care reprezintă cantitatea de compus y din cei $(700 + x)$ ml de soluţie cu concentraţia de 0,2 n şi care provine din soluţia cu concentraţia de 0,2460 n.

Între rezultatul (1) şi (2) avem egalitate deoarece reprezintă una şi aceeaşi cantitate de substanţă.

$$(700 + x) \cdot 0{,}0002\ E_y = 0{,}1722\ E_y$$

Am obţinut o ecuaţie de gradul I în x :

$$(700 + x) \cdot 0,0002\ E_y = 0,1722\ E_y$$

unde :

E_y = echivalentul
y = compusul dizolvat
x = numărul de ml de apă distilată cu care vom dilua

soluţia de concentraţie 0,2460 n.

$$(700 + x) \cdot 0,0002\ E_y = 0,1722\ E_y$$

$$(700 + x) \cdot 2 = 1\ 722 ;\ 1\ 400 + 2\ x = 1\ 722$$

$$2x = 1\ 722 - 1\ 400 ;\ 2x = 322 ;\ x = 322/2 = 161\ \text{ml}$$

Noua soluţie cu concentraţia 0,2 n va avea un volum de (700 + + 161) = 861 ml.

Problema nr. 164

Care este conţinutul procentual de acid sulfuric într-o soluţie de acid sulfuric cu concentraţia 10,0 n şi densitatea 1,29 g/ml :

Rezolvare

În problema noastră avem o soluţie cu concentraţia de 10 n. Deci într-un litru de soluţie se găsesc 10 echivalenţi gram de acid sulfuric. Un val de H_2SO_4 reprezintă :

$$E = \frac{\text{masa moleculară}}{2} = \frac{98}{2} = 49\ \text{g}$$

iar o soluţie cu concentraţie de 10 n conţine o cantitate de acid sulfuric egală cu :

$$10 \cdot E_{H_2SO_4} = 10 \cdot 49 = 490\ \text{g}$$

Soluţia de acid sulfuric ocupă un volum de 1 l şi are densitatea de 1,29 g/ml. Masa acestei soluţii va fi :

$$m = V \cdot d$$

Înlocuind valorile cunoscute obţinem :

$$d = 1,29\ \text{g/ml} ;\ v = 1\ \text{l} = 1\ 000\ \text{ml}$$
$$m = 1,29\ \text{g/ml} \cdot 1\ 000 = 1\ 290\ \text{g}$$

Din aceste 1 290 g soluţie acid sulfuric cu concentraţia 10 n, un număr de 490 g sînt acid sulfuric iar restul 800 g reprezintă apa distilată. Putem exprima acum concentraţia soluţiei de acid sulfuric în procente.

$$\begin{array}{lr} 1\,290 \text{ g sol} \cdots\cdots\cdots\cdots & 490 \text{ g } H_2SO_4 \\ 100 \text{ g sol} \cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g } H_2SO_4 \end{array}$$

$$x = (100 \cdot 490)/1\,290 = 4\,900/129 = 37{,}9 \text{ g}$$

Deci în 100 g soluție acid sulfuric se găsesc dizolvate 37,9 g acid adică soluția de acid sulfuric are concentrația normală egală cu 10 n, sau o concentrație procentuală de 37,9%.

Problema nr. 165

Cîți ml de NH_3 8% (cu densitatea 0,97) sînt necesari pentru a prepara 2 l de soluție cu concentrația 0,2 n ?

Rezolvare

Amoniacul este un gaz foarte solubil în apă, un volum de apă poate dizolva pînă la 1 150 volume de amoniac la 0°C. Se formează o soluție de hidroxid de amoniu. Un proton din molecula de apă se fixează coordinativ la perechea de electroni neparticipanți ai moleculei de amoniac și formează ionul de amoniu care cu apa formează hidroxidul de amoniu.



În cei 2 l de amoniac vom avea o cantitate de amoniac egală cu :

$$2 \cdot 0{,}2 \cdot 17 = 0{,}4 \cdot 17 = 6{,}8 \text{ g } NH_3$$

Această cantitate de amoniac se va găci într-un număr de ml de soluție cu concentrația procentuală de 8% și densitatea de 0,97% g/ml. Cantitatea de soluție de amoniac cu concentrația de 8% ce conține cele 6,8 g NH_3 va fi :

$$\begin{array}{lr} 100 \text{ g sol } NH_3 \cdots\cdots\cdots\cdots & \cdot 8 \text{ g } NH_3 \\ y \text{ g sol } NH_3 \cdots\cdots\cdots\cdots & \cdot 6{,}8 \text{ g } NH_3 \end{array}$$

$$y = \frac{6{,}8 \cdot 100}{8} = \frac{6{,}8 \cdot 25}{2} = 3{,}4 \cdot 25 = 85 \text{ g sol amoniac}$$

Cunoaștem acum masa (85 g) și densitatea soluției de amoniac (0,97 g/ml) deci putem afla numărul de ml de soluție de amoniac cu concentrația de 8% pe care trebuie să-i luăm pentru a prepara cei 2 l de soluție de amoniac cu concentrația 0,2 n.

$$m = 85 \text{ g};\ d = 0{,}97 \text{ g/ml};\ V = ?$$

$$v = \frac{m}{d} = 85 \text{ g}/0{,}97 \text{ g/ml} = 8\,500/97 \text{ ml} = 87{,}6 \text{ ml}$$

$$V = 87{,}6 \text{ ml}$$

Problema nr. 166

a) Aflați normalitatea unei soluții de acid clorhidric care are densitatea 1,19 g/ml și conține 37,23% HCl (în greutate).

b) Care va fi normalitatea soluției obținute dacă se diluează acest acid în proporție de 1 : 3 ?

Rezolvare

a) Soluția de acid clorhidric are concentrația procentuală de 37,6 % (în greutate) și densitatea de 1,19 g/ml. Înseamnă că în 100 g soluție avem dizolvată o cantitate de acid egală cu 37,23 g. Cunoscînd densitatea acestei soluții putem calcula volumul ocupat de 100 g soluție în care avem dizolvate 37,6 g HCl

$$V = m/d$$

$$V = 100\ g/1,19\ g/ml = 100\ ml/1,19 = 84,03\ ml$$

Deci soluția cu masa de 100 g și densitatea de 1,19 g/ml în care se găsesc dizolvate 37,23 g HCl ocupă un volum de 84 ml, dar concentrația normală ne arată numărul de vali (echivalenți-gram) dintr-o substanță care se găsesc dizolvați în 1 000 ml de soluție.

În cazul de față cunoaștem cantitatea de substanță (37,23 g) ce corespunde unui număr de 84 ml soluție, dar nu cunoaștem cît corespunde din aceeași substanță dizolvată unui număr de 1 000 ml.

Aflăm astfel :

$$\begin{array}{ll} 84\ ml\ sol \cdots\cdots\cdots & 37,23\ g\ HCl \\ 1\ 000\ ml\ sol.\ HCl \cdots\cdots\cdots & x\ g\ HCl \end{array}$$

$$x = \frac{1\ 000\ ml \cdot 37,23\ g}{84\ ml} = \frac{1\ 000 \cdot 37,23}{84} = 443,21\ g\ HCl$$

Echivalentul chimic al acidului clorhidric este egal cu 36,5 g. Putem afla numărul de echivalenți gram conținuți de o cantitate de substanță (în cazul nostru 443,21 g HCl) împărțind cantitatea respectivă la masa de substanță corespunzătoare unui echivalent gram.

$$n = m/M$$

Înlocuind în relația de mai sus valorile acestor mărimi, obținem :

$$n = m/E_{HCl} = 443,21/36,5 = 12,14$$

Soluția noastră are o concentrație normală egală cu 12,14 *n*.

b) În punctul b al problemei : diluăm soluția obținută cu apă distilată în proporție de 1 : 3. Raportul 1 : 3 sau 1/3 reprezintă 3 părți

apă şi 1 parte acid. Presupunem că luăm în calcul toate cele 100 g de soluţie de HCl ce ocupă un volum de 84 ml şi în care avem dizolvate o cantitate de 37,23 g HCl. Respectînd raportul de diluare 1 : 3 vom adăuga apă distilată pînă la obţinerea unui volum egal cu 3·84 ml (252 ml ml soluţie). Densitatea în noul volum de soluţie s-a modificat în sensul scăderii ei, dar a mai rămas constantă cantitatea de acid clorhidric corespunzătoare unui volum de 1 000 ml soluţie, deoarece normalitatea unei soluţii se raportează la 1 000 ml:

$$\begin{array}{ll} 37{,}23 \text{ g HCl} \cdots\cdots\cdots\cdots & 252 \text{ ml sol HCl} \\ x \text{ g HCl} \cdots\cdots\cdots\cdots & 1\,000 \text{ ml sol HCl} \\ \hline \end{array}$$

$$x = (100 \cdot 37{,}2)\ 252 = (250 \cdot 37{,}23)\ 63 = 147{,}7 \text{ g HCl}$$

Numărul de echivalenţi va fi egal cu :

$n = m/M = 147{,}7/36{,}5 = 4{,}05$ vali
$n = 4{,}05$ vali, deci aproximativ **4**.

Problema nr. 167

La titrarea a 0,4519 g borax se consumă 16,43 ml dintr-o soluţie de acid sulfuric. Care este molaritatea soluţiei de acid sulfuric folosită la titrare ?

Rezolvare

O soluţie de borax obţinută prin dizolvarea a 0,4519 g în apă se titrează cu acid sulfuric. Se cere să calculăm molaritatea soluţiei de acid sulfuric utilizată. Ecuaţia reacţiei chimice care are loc este următoarea :

$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + 2\ B_2O_3$

1 mol $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O = 382$ g

1 mol $Na_2B_4O_7 = 202$ g

Prin titrarea soluţiei de borax, care conţine dizolvate 0,4519 g borax se consumă din soluţia de acid sulfuric un volum de 16,43 ml . Din ecuaţia reacţiei chimice observăm că 1 mol de borax corespunde la mol de acid sulfuric :

$$\begin{array}{ll} 382 \text{ g borax} \cdots\cdots\cdots\cdots & 98 \text{ g acid} \\ 0{,}4519 \text{ g} \cdots\cdots\cdots\cdots & x \text{ g acid} \\ \hline \end{array}$$

$$x = (0{,}4519 \cdot 98)/382 = 44{,}286/382 = 0{,}1156 \text{ g}$$

Ştim că 16,43 ml soluţie de acid sulfuric conţin 0,1156 g. Un l din soluţie va conţine :

$$\frac{\begin{array}{ll}16{,}43 \text{ ml acid} \cdots\cdots\cdots & 0{,}1156 \text{ g acid} \\ 1\,000 \text{ ml} \cdots\cdots\cdots & y \text{ g acid}\end{array}}{y = (1\,000 \cdot 0{,}1156)/16{,}43 = 115{,}6/16{,}43 = 7 \text{ g acid sulfuric}}$$

Numărul de echivalenţi gram vor fi egali cu :

$$n = m/M = 7/98 = 0{,}071 \text{ m}$$

Problema nr. 168

O cantitate de 0,2147 g Na_2CO_3 se titrează cu o soluţie de HCl şi se consumă 22,26 ml. Calculaţi titrul soluţiei de HCl folosită la titrare.

Rezolvare

Reacţia chimică ce are loc la titrarea soluţiei de carbonat cu soluţia de acid clorhidric poate fi redată prin următoarea ecuaţie :

$$2\ HCl + Na_2CO_3 = 2\ NaCl + H_2CO_3 \begin{array}{l}\nearrow H_2O \\ \searrow CO_2\end{array}$$

Trebuie să determinăm titrul soluţiei de HCl folosită la titrare, adică trebuie să determinăm cantitatea de acid clorhidric, exprimată în grame care se găseşte dizolvată într-un ml de soluţie. Fie :

$$T_{HCl} = x \text{ g/ml acid}$$

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacă } 106 \text{ g } Na_2CO_3 \cdots & 2 \cdot 36{,}5 \text{ g acid clorhidric} \\ \text{atunci } 0{,}2147 \text{ g} \cdots & y \text{ g HCl}\end{array}}{y = \frac{0{,}2147 \cdot 2 \cdot 36{,}5}{106} = \frac{7{,}83}{53} = 0{,}147 \text{ g HCl}}$$

Cantitatea de 0,147 g se găseşte în cei 22,26 ml soluţie folosită la titrare. Un ml din această soluţie conţine cele x g care ne dau titrul soluţiei.

$$\frac{0{,}147 \text{ g}}{22{,}26 \text{ ml}} = 0{,}147/22{,}26 = 0{,}00660 \text{ g/ml HCl}$$

Problema nr. 169

Pentru titrarea a 0,1040 g Na_2CO_3 sînt necesari 25,14 ml soluţie de acid clorhidric. Calculaţi titrul soluţiei de HCl folosită în raport cu CaO.

Rezolvare

O soluţie de carbonat de sodiu o titrăm cu o soluţie de acid clorhidric şi consumăm la titrare un volum de 25,14 ml. Ecuaţia reacţiei chimice care are loc la titrare este următoarea :

$$Na_2CO_3 + 2\ HCl = 2\ NaCl + H_2CO_3 \begin{matrix} \nearrow H_2O \\ \searrow CO_2 \end{matrix}$$

Dacă 106 g Na_2CO_3 . . . . 2·36,5 g HCl
atunci 0,1040 g . . . . x g HCl

$$x = \frac{0{,}1040 \cdot 2 \cdot 36{,}5}{106} = 3{,}796/53 = 0{,}0716 \text{ g HCl}$$

Cantitatea de HCl egală cu 0,0716 g se găseşte în cele 25,14 ml soluţie folosiţi la titrare. Într-un ml din această soluţie avem o cantitate de HCl egală cu :

Dacă 25,14 ml . . . . ·0,0716 g HCl
atunci 1 ml . . . . T g/ml HCl

$$T \text{ g/ml HCl} = \frac{1 \text{ ml} \cdot 0{,}0716 \text{ g}}{25{,}14 \text{ ml}} = \frac{7{,}16}{2\,514} = 0{,}0028 \text{ g HCl}$$

Cantitatea de 0,0028 g/ml HCl reprezintă titrul soluţiei de acid în raport cu acidul clorhidric. Pentru a găsi titrul soluţiei de acid în raport cu CaO, pornim de la ecuaţia reacţiei chimice dintre acidul clorhidric şi oxidul de calciu care este sub forma :

$$CaO + 2\ HCl = CaCl_2 + H_2O$$

Dacă 56 g CaO . . . . 2·36,5 g HCl
atunci y g CaO . . . . 0,0028 g HCl

$$y = \frac{0{,}0028 \cdot 56}{2 \cdot 36{,}5} = \frac{0{,}0784}{36{,}5} = \frac{0{,}784}{365} = 0{,}0021 \text{ g/ml CaO}$$

Am găsit titrul soluţiei de HCl folosită la titrare funcţie de CaO egală cu :

$$T_{HCl/CaO} = 0{,}0021 \text{ g/ml CaO}$$

Problema nr. 170

Se titrează o soluţie HCl cu volumul de 20 ml şi titrul egal cu 0,003512. Se consumă 21,12 ml soluţie de NaOH. Calculaţi:

a) Titrul soluţiei de NaOH în raport cu HCl;
b) Titrul soluţiei de NaOH.

Rezolvare

Avem o soluție de HCl cu titrul de 0,003512 g/ml pe care o titrăm cu o soluție de NaOH. La titrarea acesteia s-a consumat 21,12 ml soluție de NaOH. Cantitatea de HCl din soluția care se titrează este a dată de relația :

$$m_{HCl} = V \cdot T_{HCl}$$

m_{HCl} = 20 ml·0,003512 g/ml = 20·0,003512 = 0,070240 g HCl. Reacția chimică dintre acidul clorhidric și hidroxidul de sodiu poate fi redată prin următoarea ecuație chimică :

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Dacă 36,5 g · · · · · · · · · · · · · · · 40 g NaOH
atunci 0,070240 g · · · · · · · · · · · · x g NaOH

$$x = \frac{0,070240 \cdot 40}{36,5} = \frac{2,8096}{36,5} = 0,0769 \text{ g NaOH}$$

Cantitatea de 0,07240 g NaOH corespunde celor 21,12 ml soluție folosiți la titrare. Unui singur ml îi va corespunde o cantitate de NaOH egală cu :

$$\frac{0,0769}{21,12} \text{ g/ml} = 0,00364 \text{ g/ml NaOH}$$

ceea ce reprezintă titrul soluției de NaOH.

Se cere să calculăm titrul soluției de NaOH în raport cu HCl :

Dacă 40 g NaOH · · · · · · · · · · · · · 36,5 g HCl
atunci 0,00364 g · · · · · · · · · · · · · y g HCl

$$y = \frac{0,00364 \cdot 36,5}{40} = \frac{0,13286}{40} = 0,003325 \text{ g/ml}$$

$$T_{NaOH/HCl} = 0,003325$$

Problema nr. 171

Pentru neutralizarea unui volum de 21,40 ml soluție de $Ba(OH)_2$ se folosesc 20 ml soluție HCl de normalitate 0,2215. Pentru neutralizarea unui volum de 25 ml acid acetic se folosesc 22,55 ml din aceeași soluție de hidroxid de bariu. Să se determine prin calcul normalitatea soluției de acid acetic.

Rezolvare

Avem doi acizi, HCl și CH_3COOH pe care-i neutralizăm cu ajutorul hidroxidului de bariu. Ecuațiile acestor reacții chimice de neutralizare sînt :

$$2\ HCl + Ba(OH)_2 = BaCl_2 + 2\ H_2O$$
$$2\ CH_3COOH + Ba(OH)_2 = (CH_3COO)_2Ba + 2\ H_2O$$

Soluţia de acid clorhidric cu volumul de 20 ml şi concentraţia normală egală cu 0,2215 consumă la neutralizare un volum de 21,40 ml soluţie de $Ba(OH)_2$. Calculăm cantitatea de HCl conţinută în cei 20 ml:

Dacă 1 000 ml sol. HCl · · · · 0,2215 ·36,5 g HCl
atunci 20 ml · · · · · · · · · · x g HCl

$$x = \frac{20 \cdot 0,2215 \cdot 36,5}{1\,000} = \frac{0,2215 \cdot 36,5}{50} = \frac{8,08}{50} = 0,161 \text{ g HCl}$$

În cei 20 ml soluţie HCl se găsesc 0,161 g HCl. Pentru neutralizarea ei, conform reacţiei de mai sus se consumă un volum de $Ba(OH)_2$.

Dacă 21,4 ml $Ba(OH)_2$ · · · · · · 0,3758 g $Ba(OH)_2$
atunci 1 ml · · · · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{1 \text{ ml} \cdot 0,3758 \text{ g } Ba(OH_2)}{21,40 \text{ ml}} = \frac{3\,758}{214\,000} = 0,0176 \text{ g } Ba(OH_2)$$

$$T_{Ba(OH)_2} = 0,0176 \text{ g/ml } Ba(OH)_2$$

Deci, cu ajutorul soluţiei de acid clorhidric am determinat titrul soluţiei de $Ba(OH)_2$, care o folosim mai departe pentru determinarea normalităţii acidului acetic. Reacţia de neutralizare care are loc între acidul acetic şi hidroxidul de bariu poate fi redată astfel:

$$2\ CH_3COOH + Ba(OH)_2 = Ba(CH_3COO)_2 + 2\ H_2O$$

Dacă cunoaştem titrul soluţiei de hidroxid de bariu, putem calcula cantitatea de $Ba(OH)_2$ care se găseşte în volumul soluţiei consumată la titrare:

$$m_{Ba(OH)_2} = T_{Ba(OH)_2} \cdot V$$

Înlocuim aceste mărimi cu valorile lor şi obţinem:

$$m_{Ba(OH)_2} = 0,0176 \text{ g/ml} \cdot 22,55 \text{ ml} = 0,3968 \text{ g } Ba(OH)_2$$

Cunoscînd cantitatea de $Ba(OH)_2$ din cei 22,55 ml soluţie folosită la titrare şi ţinînd cont de ecuaţia reacţiei chimice de mai sus putem calcula cantitatea de acid acetic:

Dacă 171,5 g $Ba(OH)_2$ · · · · · · 2 ·60 g acid acetic
atunci 0,3968 g · · · · · · · · · · x g acid

$$x = \frac{0,3968 \cdot 2 \cdot 60}{171,5} = \frac{47,616}{171,5} = 0,277 \text{ g}$$

Cantitatea de 0,277 g acid acetic se găseşte în cei 25 ml de soluţie de acid acetic pe care o tratăm cu o soluţie de hidroxid de bariu. Pentru

determinarea normalității acidului acetic calculăm cantitatea de acid acetic corespunzătoare volumului de 1 000 ml:

Dacă 25 ml sol. acid acetic · · · · · · 0,277 g acid
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · · · a g acid

$$x = \frac{1\,000 \cdot 0,277}{25} = 30 \cdot 0,277 = 11,08 \text{ g acid acetic}$$

Pentru a afla normalitatea soluției transformăm cantitatea de 11,08 g acid acetic în echivalenți-gram. Ținem seama de faptul că val CH_3COOH are masa egală cu 60 g. Numărul de vali se calculează după formula :

$$n = pm/M = 11,08/60 = 0,184\ 0,2\ n$$
$$p = \text{valența}$$

În concluzie, normalitatea soluției de acid acetic folosită este egală cu 0,186 n.

Problema nr. 172

O soluție de acid sulfuric se neutralizează cu 20,0 ml soluție de NaOH al cărei titru este egal cu 0,004614. Să se calculeze cantitatea de acid sulfuric (în grame) din soluția utilizată.

Rezolvare

O soluție de acid sulfuric cu un volum oarecare este tratată pentru neutralizare cu hidroxid de sodiu. La neutralizare, se consumă din soluția de hidroxid 20 ml, soluție ce are titrul egal cu 0,004614 g/ml. Reacția chimică de neutralizare poate fi redată prin următoarea ecuație chimică :

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightleftarrows Na_2SO_4 + H_2O$$

Cantitatea de NaOH care se găsește în cei 20 ml soluție se calculează după formula :

$$m_{NaOH} = T_{NaOH} \cdot V$$

Înlocuim în formula de mai sus mărimile respective cu valorile lor, și obținem :

$$m_{NaOH} = 0,004614 \text{ g/ml} \cdot 20 \text{ ml} = 0,09228 \text{ g}$$

Calculăm cantitatea de acid sulfuric din soluția de acid sulfuric utilizată :

Dacă 2 ·40 g NaOH · · · · · · · · · · · 98 g acid
atunci 0,09228 g · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{0,09228 \cdot 98}{2 \cdot 40} = \frac{9,0434}{80} = 0,1130 \text{ g acid sulfuric}$$

Problema nr. 173

Două soluții de acid clorhidric, prima cu titrul de 0,003512 iar a doua soluție cu titrul în raport cu CaO egal cu 0,005210 se folosesc pentru neutralizarea unei anumite cantități de CaO. Se cere :

a) Cîte grame de CaO se pot neutraliza cu prima soluție dacă din aceasta se consumă 12 ml ?

b) Cîte grame de CaO se pot neutraliza cu 12 ml din a doua soluție ?

Rezolvare

$$CaO + 2\ HCl = CaCl_2 + H_2O$$

a) Pentru neutralizarea unei anumite cantități de CaO s-au consumat 12 ml dintr-o soluție de HCl ce are titrul egal cu 0,003512 g/ml. Cantitatea de HCl consumată poate fi calculată cu ajutorul formulei:

$$m_{HCl} = T_{HCl} \cdot V$$

$$m_{HCl} = 0{,}003512\ g/ml \cdot 12{,}0\ ml = 0{,}042144\ g \quad HCl$$

Această cantitate se consumă pentru neutralizarea unei anumite cantități de oxid de calciu. Fie x numărul acestei cantități pe care o vom afla în modul următor:

Dacă $2 \cdot 36{,}5$ g HCl . . . . 56 g CaO
atunci 0,042244 . . . . x g CaO

$$x = (0{,}042144 \cdot 56)/(2 \cdot 36{,}5) = 1{,}180032/36{,}5 = 0{,}0316\ g$$

b) Soluția de acid clorhidric pe care o folosim are titrul în raport cu oxidul de calciu egal cu 0,00521. Scriem :

$$T_{HCl}/T_{CaO} = 0{,}005210$$

Aceasta înseamnă că pentru neutralizarea acidului clorhidric dintr-un ml de soluție se consumă o cantitate de 0,00521 g CaO. De asemenea 1 g = 1 000 mg ; 1 mg = 0,001 g și 12 mg = 0,012 g.

Calculăm cantitatea de CaO care poate fi neutralizată cu ajutorul celor 12 mg HCl (0,012 g) astfel:

Dacă 56 g CaO . . . . $2 \cdot 36{,}5$ g HCl
atunci 0,00521 g . . . . y g HCl

$$y = \frac{0{,}00521 \cdot 2 \cdot 36{,}5}{56} = \frac{0{,}00521 \cdot 36{,}5}{28} = 0{,}00619\ g/ml$$

$$T_{HCl} = 0{,}00619\ g/ml$$

După aflarea titrului soluției de acid clorhidric în raport cu oxidul putem afla cantitatea de CaO care poate fi neutralizată de cele 0,012 g HCl:

Dacă 0,00619 g HCl · · · · · · · · · 0,00521 g CaO
atunci 0,012 g · · · · · · · · · · · · z g CaO

$$z = \frac{0{,}012 \cdot 0{,}00521}{0{,}00619} = \frac{6{,}252}{619} = 0{,}01 \text{ g CaO}$$

Problema nr. 174

Dintr-o soluție de acid sulfuric cu molaritatea de 0,2210 se consumă pentru neutralizarea unei soluții de NaOH, un volum de 20 ml. Să se calculeze cîte mg de NaOH se găsesc în soluția neutralizată.

Rezolvare

Pentru neutralizarea unei soluții de NaOH se consumă dintr-o soluție de H_2SO_4 cu o concentrație molară de 0,2210 un volum de 20 ml. Să notăm cu x cantitatea de NaOH în mg și care se găsește în soluția de hidroxid alcalin. Reacția de neutralizare poate fi redată prin următoarea ecuație chimică:

$$2\ NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

1 l de soluție acidă va avea o cantitate de acid sulfuric egală cu:

$$0{,}2210 \cdot 98 = 21{,}658 \text{ g acid sulfuric}$$

Cantitatea de NaOH ce poate fi neutralizată de cele 0,4331 g acid sulfuric se determină astfel:

Dacă 98 g H_2SO_4 · · · · · · · · · · · $2 \cdot 40$ g NaOH
atunci 0,4331 g · · · · · · · · · · · x g NaOH

$$x = \frac{0{,}4331 \cdot 2 \cdot 40}{98} = \frac{17{,}3240}{40} = 0{,}3553 \text{ g} = 353{,}5 \text{ mg NaOH}$$

Problema nr. 175

Pentru neutralizarea unei soluții de Na_2CO_3 pînă la acid carbonic (H_2CO_3) se folosesc 23 ml dintr-o soluție de HCl cu normalitatea de 0,102. Să se calculeze cantitatea de carbonat din soluția titrată.

Exprimați rezultatul în mg.

Rezolvare

Soluția de carbonat de sodiu o tratăm cu o soluție de acid clorhidric, iar reacția chimică ce are loc o putem reda astfel:

$$Na_2CO_3 + 2\ HCl = 2\ NaCl + H_2CO_3$$

Acidul carbonic format este un acid foarte slab, şi se va descompune după schema următoare :

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H_2O + CO_2$$

Pentru tratare se consumă o soluţie de acid clorhidric cu volumul de 23,0 ml şi concentraţia normală egală cu 0,1020 n. Cunoaştem că 1 val este egal cu 36,5 g şi deci cantitatea de HCl exprimată în g şi care se găseşte într-o soluţie cu volumul de 1 000 ml este :

$$m_{HCl} = 0,1020 \cdot 36,5 = 102 \cdot 36,5 = 3,723 \text{ g HCl}$$

În cei 23 ml soluţie HCl se găseşte o cantitate de acid egală cu :

$$\frac{23 \cdot 3,723}{1\,000} = \frac{85,629}{1\,000} = 0,08529 \text{ g HCl}$$

Dacă 2·36,5 g HCl · · · · · · · · · 106 g Na_2CO_3
atunci 0,0856 g · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{0,0865 \cdot 106}{2 \cdot 36,5} = \frac{0,0736}{73,0} = 0,124 \text{ g } Na_2CO_3$$

$$0,124 \text{ g} = 124 \text{ mg } Na_2CO_3$$

Problema nr. 176

Se neutralizează 2,050 g acid azotic folosind 21,40 ml soluţie de NaOH cu titrul de 0,004010. Calculaţi conţinutul procentual de N_2O_5 din acest acid.

Rezolvare

$NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$
$m_{NaOH} = T_{NaOH} \cdot V_{sol} = 0,004010 \cdot 21,10 = 0,086611$ g
$m_{NaOH} = 0,084611$ g

Determinăm cantitatea de acid azotic ce reacţionează cu cele 0,084611 g de hidroxid de sodiu :

Dacă 40 g NaOH · · · · · · · · · · · · · 63 g HNO_3
atunci 0,084611 g · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = (0,084611 \cdot 63)/40 = 5,330493/40 = 0,133262 \text{ g } HNO_3$$

Folosim în reacţia de neutralizare 2,05 g acid azotic. În această soluţie, 0,133262 g reprezintă masa acidului azotic, iar restul o constituie apa.

Pentru calculul conţinutului procentual de pentoxid de azot considerăm următoarea ecuaţie :

$$2\ HNO_3 \rightarrow N_2O_5 + H_2O$$

sau

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3$$

Dacă 2·63 g HNO_3 · · · · · · · · · · · 108 g N_2O_u
atunci 0,133262 g · · · · · · · · · · · · y g

$$y = (0{,}133262 \cdot 108)/(2 \cdot 63) = 7{,}19614/63 = 0{,}11422\ g$$

Dacă 2,05 g sol HNO_3 · · · · · · 0,114220 g N_2O_5
atunci 100 g · · · · · · · · · · · z g

$$z = \frac{100 \cdot 0{,}114220}{2{,}05} = \frac{11{,}423}{2{,}05} = 5{,}57\ g\ N_2O_u$$

$$N_2O_5\% = 5{,}57$$

Problema nr. 177

a) Pentru neutralizarea a 3,25 g soluţie de acid fosforic sînt necesari 22,70 ml soluţie de NaOH al cărui titru în raport cu P_2O_5 este de 0,06230. Calculaţi cîte procente de P_2O_5 se găsesc în soluţia de acid fosforic.

b) Cîte procente de H_3PO_4 se găsesc în soluţia de acid fosforic ?

c) Care este molaritatea soluţiei de acid fosforic dacă densitatea ei este egală cu 1,426 g/ml ?

Rezolvare

a) Pentru neutralizarea acidului fosforic din soluţia luată se foloseşte o soluţie de hidroxid de sodiu care are titrul egal cu 0,06230 în raport cu pentaoxidul de fosfor. Scriem :

$$T_{NaOH/P_2O_5} = 0{,}06230$$

Acest titru ne arată că putem neutraliza NaOH dintr-un ml de soluţie alcalină folosind o cantitate de 0,06230 g P_2O_5. Ecuaţia reacţiei de neutralizare este :

$$NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O$$

sau

$$P_2O_5 + 3H_2O = \underset{\text{acid ortofosforic}}{2\ H_3PO_4} + 2\ NaOH = \underset{\text{fosfat primar de sodiu}}{2\ NaH_2PO_4} + 2H_2O$$

Am admis că titrarea acidului fosforic cu hidroxidul de sodiu se face pînă la formarea fosfatului primar de sodiu. În toate calculele pe care le vom efectua considerăm că titrarea a mers numai pînă la această treaptă. Determinăm titrul soluției alcaline în raport cu NaOH:

Dacă 142 g P_2O_5 . . . . 2·40 g NaOH
atunci 0,0623 g . . . . x g

$$x = \frac{0{,}0623 \cdot 2 \cdot 40}{142} = \frac{4{,}984}{142} = 0{,}03509 \text{ g}$$

$$T_{NaOH} = 0{,}03509 \text{ g}$$

Folosim la neutralizare un volum de 22,70 ml. soluție alcalină. Cantitatea totală de NaOH care se găsește în soluția alcalină este egală cu :

$$m_{NaOH} = T_{NaOH} \cdot V$$

$$m_{NaOH} = 0{,}03509 \text{ g/ml} \cdot 22{,}70 \text{ ml} = 0{,}796543 \text{ g NaOH}$$

Cantitatea de acid fosforic din această soluție este :

Dacă 40 g NaOH . . . . 98 g H_3PO_4
atunci 0,80 g NaOH . . . . y g

$$y = \frac{0{,}80 \cdot 98}{40} = \frac{78{,}4}{40} = 1{,}96 \text{ g } H_3PO_4$$

Conform reacției scrise mai sus putem scrie :

Dacă 2·98 g H_3PO_4 . . . . 142 g P_2O_5
atunci 1,96 g . . . . z g P_2O_5

$$z = \frac{1{,}96 \cdot 142}{2 \cdot 98} = \frac{139{,}16}{98} = 1{,}42 \text{ g } P_2O_5$$

Cantitatea de 1,42 g P_2O_5 corespunde la 3,25 g soluție acid fosforic. Conținutul procentual de pentaoxid va fi egal cu :

Dacă la 3,25 g acid . . . . 1,42 g P_2O_5
atunci la 100 g sol . . . . h g

$$h = \frac{100 \cdot 1{,}42}{3{,}25} = \frac{142}{3{,}25} = 43{,}6\%$$

b) În cadrul acestui punct al problemei se cere să calculăm cantitatea de acid fosforic din soluția acidă, procentual. La primul punct am găsit că în cele 3,25 g soluție acidă se găsesc 1,96 g H_3PO_4, iar restul pînă la 3,25 fiind apă. Raportat în conținut procentual avem :

Dacă în 3·25 g sol. · · · · · · · · · ·	1,96 g H_3PO_4
atunci în 100 g · · · · · · · · · · · ·	$a\%$

$$a\% = \frac{100 \cdot 1,96}{3,25} = 60,3\%\ H_3PO_4$$

c) Molaritatea unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată, exprimată în moli, care se găsește în 1 000 ml soluție. În cazul nostru, trebuie să determinăm numărul de moli de acid fosforic la 1 000 ml soluție. Știm că :

$$m = d \cdot V = 1,426 \cdot 1\,000 = 1\,426\ g$$

Cunoscînd masa unui l de soluție (1 426 g), putem calcula cantitatea de acid corespunzătoare acestui litru de soluție acidă :

Dacă 100 g sol acidă · · · · · · · · ·	60,3 g H_3PO_4
atunci 1 426 g · · · · · · · · · · · · ·	u g H_3PO_4

$$u = \frac{1426 \cdot 60,3}{100} = 14,26 \cdot 60,3 = 859,878\ g\ H_3PO_4$$

Pentru a afla numărul de moli de acid fosforic în soluția acidă cu volumul de 1 000 ml, împărțim cele 859,878 g H_3PO_4 la 98 g care reprezintă masa unui mol:

$$n = m/M = 859,878/98 = 8,774\ \text{moli}$$

După aceste calcule, putem spune că acidul are o concentrație molară cu 8,774 m.

Problema nr. 178

Dintr-o soluție de hidroxid de sodiu cu normalitatea de 1,01 se consumă 20,60 ml pentru neutralizarea unei soluții de acid sulfuric. Calculați conținutul procentual de acid sulfuric, știind că :

— se titrează 10 ml din această soluție ;

— densitatea acidului nefiind precizată se consideră la calcule drept o unitate.

Rezolvare

Din soluția de acid s-au luat pentru titrare 10 ml. Titrarea se face cu hidroxid de sodiu care are concentrația de 1,01 n. Se consumă la titrare un volum de soluție alcalină egal cu 20,60 ml. Reacția chimică de neutralizare este :

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

La 1 000 ml de soluţie avem o cantitate de NaOH egală cu :

$$1,01 \cdot 40 = 40,400 \text{ g NaOH}$$

Dacă 1 000 ml sol. · · · · · · · · · · 40,40 g NaOH
atunci 20,60 ml · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{20,60 \cdot 40,40}{1\,000} = 0,83224 \text{ g NaOH}$$

Cantitatea de acid sulfuric din volumul de 10 ml soluţie luată pentru titrare va reacţiona cu 0,83224 g. Ţinînd seama şi de ecuaţia reacţiei chimice vom scrie :

Dacă 2·40 g NaOH · · · · · · · · · · 98 g H_2SO_4
atunci 0,83224 g · · · · · · · · · · · y g

$$y = \frac{0,83224 \cdot 98}{2 \cdot 40} = \frac{81,55952}{80} = 1,0195 \text{ g acid sulfuric}$$

În cei 10 ml soluţie acid sulfuric se găsesc 1,0195 g H_2SO_4. În 1 000 se vor găsi :

Dacă 10 ml sol · · · · · · · · · · · 1,0195 g H_2SO_4
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · · z g

$$z = \frac{1\,000 \cdot 1,0195}{10} = 100 \,.\, 1,0195 = 101,95 \text{ g acid sulfuric}$$

$$d = m/V$$

Conform datelor problemei considerăm densitatea egală cu 1 g/ml:

$$m_{sol} = 1\,000 \text{ ml} \,.\, 1 \text{ g/ml} = 1\,000 \text{ g}$$

În soluţia acidă cu masa de 1 000 g avem o cantitate de acid sulfuric egală cu 101,95 g. Conţinutul procentual de acid sulfuric va fi egal :

Dacă 1 000 g sol. acidă · · · · · · 101,95 g H_2SO_4
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · u g

$$u = \frac{100 \cdot 101,95}{1\,000} = 10,195\%$$

Problema nr. 179

Pentru a neutraliza 1,1 g dintr-o substanţă (care poate fi KOH sau NaOH) s-au consumat 31,4 ml dintr-o soluţie de acid clorhidric cu normalitatea de 0,860 *n*. Precizaţi ce fel de substanţă titrăm şi ce cantitate de impurităţi conţine aceasta ?

Rezolvare

Avem o soluție care conține un hidroxid alcalin. Poate fi NaOH sau KOH. În soluția noastră s-au dizolvat 1,1 g din substanța respectivă. La neutralizare s-au consumat 31,4 ml soluție de acid clorhidric 0,860 *n*.

Cantitatea de HCl dizolvată la 1 l de soluție este egală cu :

$$0{,}860 \cdot 36{,}5 = 31{,}39 \text{ g HCl}$$

Dacă 1 000 ml sol . . . . 31,39 g HCl
atunci 31,4 ml . . . . x g HCl

$$x = \frac{31{,}4 \cdot 31{,}39}{1\,000} = 0{,}0314 \cdot 31{,}4 = 0{,}985 \text{ g HCl}$$

Reacțiile chimice care au loc la neutralizare pot fi redate astfel:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$
$$KOH + HCl = KCl + H_2O$$

Calculăm pe rînd cantitatea de NaOH sau de KOH care poate reacționa cu 0,985 g HCl:

Dacă 36,5 g HCl . . . . 40 g NaOH
atunci 0,985 g . . . . y g

$$y = \frac{0{,}985 \cdot 40}{36{,}5} = \frac{39{,}400}{36{,}5} = 1{,}07 \text{ g NaOH}$$

Dacă 36,5 g HCl . . . . 56 g KOH
atunci 0,985 g . . . . z g

$$z = \frac{0{,}985 \cdot 56}{36{,}5} = 1{,}51 \text{ g KOH}$$

Din aceste calcule rezultă că cele 0,985 g HCl pot reacționa cu 1,07 g NaOH sau 1,51 g KOH. În soluția noastră de hidroxid alcalin s-au dizolvat 1,1 g substanță. Deci nu poate fi KOH, deoarece din calcule reiese că HCl a consumat la titrare o cantitate prea mare, mai mare de 1,1 g, egală cu 1,51 g. Diferența de la 1,07 pînă la 1,1 reprezintă impuritățile.

$$1{,}10 - 1{,}07 = 0{,}03 \text{ g impurități}$$

Dacă la 1,1 g NaOH . . . . 0,03 g imp.
atunci la 100 g . . . . k g

$$k = \frac{100 \cdot 0{,}03}{1{,}1} = 2{,}7\% \text{ impurități}$$

Problema nr. 180

Un amestec de 0,500 g carbonat de sodiu și carbonat de potasiu se neutralizează pînă la CO_2 folosind un volum de 39,5 ml acid clorhidric 0,2 *n*. Considerînd că amestecul nu mai conține alte substanțe să se determine conținutul procentual de carbonat de sodiu.

Rezolvare

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2$$
$$K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2O + CO_2$$

Pentru neutralizarea amestecului de carbonați s-au folosit 39,5 ml soluție de HCl 0,2 *n*. Amestecul de carbonați nu conține impurități. Notăm cu x cantitatea de carbonat de sodiu. Atunci $0{,}500 - x$ reprezintă cantitatea de potasiu din amestec.

Calculăm cantitatea de acid clorhidric consumată pentru neutralizare. Într-un litru de soluție acidă avem o cantitate de HCl egală cu :

$$0{,}2 \cdot 36{,}5 \text{ g} = 7{,}30 \text{ g HCl}$$

Pentru titrare se folosește din această soluție un volum egal cu :

$$(39{,}5 \cdot 7{,}30)/1\,000 = 0{,}28835 \text{ g HCl}$$

Cu această cantitate reacționează cele 0,500 g amestec de carbonați :

y = masa de HCl ce reacționează cu x g Na_2CO_3
z = masa de HCl ce reacționează cu cele $(0{,}500 - x)$ g K_2CO_3 din amestec.

Ținînd seama și de ecuațiile scrise mai sus putem calcula :

Dacă 106 g Na_2CO_3 . . . . $2 \cdot 36{,}5$ g HCl
atunci x g . . . . y g

$$y = (x \cdot 2 \cdot 36{,}5)/106$$

Dacă 138 g K_2CO_3 . . . . $2 \cdot 36{,}5$ g HCl
atunci $(0{,}500 - x)$ g . . . . z g

$$z = (0{,}500 - x)/138 \cdot (2 \cdot 36{,}5)$$

Amestecul de carbonați a fost titrat cu 0,28835 g HCl. Este satisfăcută egalitatea :

$$y = (2 \cdot 36{,}5)/106 \cdot x$$

$$z = (2 \cdot 36{,}5)/138 \cdot (0{,}5 - x)$$

$$\left(\frac{2\cdot 36{,}5}{106}\cdot x\right)+\left(\frac{2\cdot 36{,}5}{138}\right)\cdot(0{,}5-x)=0{,}28835$$

$$\left(\frac{2\cdot 36{,}5}{106}\right)\cdot x+\left(\frac{2\cdot 36{,}5}{138}\right)-\left(\frac{2\cdot 36{,}5}{138}\right)\cdot x=0{,}28835$$

$$\frac{2\cdot 36{,}5}{106}\,x-\frac{2\cdot 36{,}5}{138}\,x=0{,}28835-\frac{2\cdot 36{,}5\cdot 0{,}5}{138}$$

$$x\left(\frac{2\cdot 36{,}5}{106}-\frac{2\cdot 36{,}5}{138}\right)=0{,}28835-\frac{2\cdot 36{,}5\cdot 0{,}5}{138}$$

$$x\left(\frac{73}{106}-\frac{73}{138}\right)=0{,}28835-\frac{36{,}5}{138}$$

$$x\,(0{,}6886-0{,}5289)=0{,}28835-0{,}2644$$

$$x\,.\,0{,}1597=0{,}02395$$

$$x=0{,}02395/0{,}1597=0{,}1491$$

$$x=0{,}1491 \text{ g carbonat de sodiu}$$

Cantitatea de carbonat de potasiu va fi egală cu :

$$0{,}500-0{,}1491=0{,}3509 \text{ g}$$

Conținutul procentual de carbonat de sodiu este egal cu :

0,500 g amestec . . . . 0,1491 g Na_2CO_3
100 g . . . . $a\%$

$$a\%=(100\,.\,0{,}1419)/0{,}500=30\%$$

3.2.2. Calcule la prepararea soluțiilor de lucru

Problema nr. 181

Calculați cantitatea necesară de Na_2CO_3 (în grame) pentru a prepara 1 l de soluție cu concentrația 1 N.

Rezolvare

$$1 \text{ mol } Na_2CO_3=106 \text{ g}$$

$$E_{Na_2CO_3}=\frac{\text{masa moleculară}}{2}=106/2=53 \text{ g}$$

Deoarece soluția noastră trebuie să aibă concentrația 1 N vom cîntări la balanță 53 g Na_2CO_3.

Problema nr. 182

Să se prepare 1 l soluţie de KCl care conţine 1 ion gram de clor. Cîte grame de KCl sînt necesare?

Rezolvare

1 mol KCl = 74,5 g

74,5 g KCl . . . . 35,5 g Cl
x g KCl . . . . 1,0 g Cl

$$x = \frac{1 \cdot 74,5}{35,5} = 2,098 \text{ g KCl}$$

Pentru prepararea soluţiei de KCl sînt necesare 2,098 g KCl.

Problema nr. 183

Să se prepare 2 l de soluţie de concentraţie 10%, folosind hidroxid de sodiu cu 8% impurităţi.

Cîte grame de hidroxid de sodiu sînt necesare ?

Rezolvare

Trebuie să preparăm 2 l de soluţie cu concentraţie procentuală de 10%.

a. Calculăm masa celor 2 l de soluţie cu concentraţia cerută aplicînd formula :

$$d_{sol} = m/V$$

unde : d_{sol} = densitatea soluţiei = 1,112 g/cm³
m = masa = ?
v = volumul = 2 l = 2 000 cm³
m = 1,112 g/cm³ ·2 000 cm³ = 1,112 ·2 000 g = 2 224 g
m_{sol} = 2 224 g

b. Calculăm cantitatea de NaOH, exprimată în grame care trebuie dizolvată în cele 2 224 g sol cu conc. 10%.

100 g sol . . . . 10 g NaOH
2 224 g sol . . . . x g NaOH

$$x = \frac{2224 \cdot 10}{100} = 222,4 \text{ g NaOH}$$

c. Calculăm impurităţile indiferente ce corespund cantităţii de **222,4** g NaOH pur :

100 g NaOH . . . . 8 g imp. ind.
222,4 g NaOH . . . . x g imp. ind

$$x = \frac{222,4 \cdot 8}{100} = 2,224 \cdot 8 = 17,792 \text{ g impurități indiferente}$$

d. Calculăm cantitatea totală de alcali, formată din 92% NaOH pur, plus 8% impurități indiferente, care o cîntărim la balanță și pe care o dizolvăm pentru a obține 2 l sol. 10% NaOH

222,4 g NaOH + 17,792 g imp. ind. = 240,192 g alcali

Densitatea soluției de NaOH 10% găsită în tabele este cuprinsă între 1,108 g/cm³ corespunzătoare unei soluții de NaOH cu concentrația 95% și 1,116 g/cm³, densitate corespunzătoare unei soluții de concentrație 10,30%. Concentrația soluției de NaOH a crescut cu 0,008 g/cm³, deci pentru fiecare zecime de procent, densitatea a crescut cu 0,001g/cm³. Mai simplu, fiecărei zecimi de procent îi corespunde o creștere a densității cu 0,001 g/cm³. Pentru cele cinci zecimi de procente care reprezintă diferența de la concentrația de 9,50% la 10,0% NaOH corespunde o creștere a densității cu 0,005 g/cm³. Deci, densitatea soluției cu concentrația de 10% va fi:

$$d_{NaOH 10\%} = d_{NaOH 9,5\%} + d$$
$$d = 0,005 \text{ g/cm}^3;\ d_{NaOH\ 9,5\%} = 1,108 \text{ g/cm}^3$$
$$d_{NaOH\ 10\%} = 1,113 \text{ g/cm}^3$$

Problema nr. 184

Să se afle cantitatea de soluție de NaOH 8 n (în ml) necesară pentru a prepara 1 l soluție NaOH 0,25 n.

Rezolvare

Normalitatea unei soluții este dată de numărul de echivalenți gram dizolvați în 1 000 ml soluție. În cazul problemei, avem o soluție de NaOH 8 n, ceeca ce înseamnă că în 1000 ml soluție avem dizolvați 8 vali de NaOH, adică $8 \cdot 40 = 320$ g.

Trebuie să preparăm o soluție 0,25 n. Deci vom avea dizolvată o cantitate de NaOH egală cu:

$$0,25 \cdot 40 = 10,0 \text{ g NaOH}$$

Aceste 10 g se vor găsi în numărul de ml de soluție 8 n. Aflăm mai întîi cîte grame de NaOH se găsesc dizolvate într-un ml de soluție 8 n.

1 000 ml sol . . . . 320 g NaOH
1 ml sol . . . . x g

$$x = 320/1\,000 = 0,32 \text{ g NaOH}$$
$$n = 10 \text{ g}/0,32 \text{ g} = 31,25 \text{ ml}$$

Cu ajutorul pipetei vom lua 31,25 ml soluție 8 *n* și vom completa cu apă distilată balonul cotat de 1 000 ml pînă la semn.

Problema nr. 185

a. Calculați cantitatea de alcali (92% și 8% impurități indiferente) necesară pentru a prepara 1 l de soluție cu titrul de 0,005.

b. Cîte g din aceeași probă de alcali trebuie să luăm pentru a prepara 700 ml de soluție 0,15 *n* ?

c. Dar pentru a prepara 1,5 l soluție cu titrul în raport cu CaO egal cu 0,003 ?

Rezolvare

Cunoaștem că titrul este cantitatea de substanță exprimată în grame, dizolvată într-un ml de soluție.

a. Cantitatea totală de NaOH, dizolvată în soluția cu volumul de 1 l este :

$$1\,000 \text{ ml} \cdot 0{,}005 \text{ g/ml} = 5 \text{ g NaOH}$$

Dacă substanța noastră de alcali ar avea o compoziție 100% NaOH, vom cîntări la balanța analitică cele 5 g. Deoarece avem și impurități indiferente în proporție de 8%, va trebui să cîntărim o cantitate mai mare. Calculăm cantitatea de impurități corespunzătoare celor 5 g de alcali.

Dacă 92 g alcali . . . . 8 g imp. ind.
atunci 5 g . . . . x g

$$x = \frac{5 \cdot 8}{92} = 40/92 = 0{,}4347 \text{ g imp. ind.}$$

Adăugăm aceste impurități la cele 5 g de alcali 100% și obținem cantitatea de alcali, cu puritatea de 92%, pe care trebuie să o cîntărim la balanță.

$$5 \text{ g NaOH} + 0{,}4347 \text{ g imp. ind.} = 5{,}4347 \text{ g NaOH } 92\%$$

Cîntărim la balanța analitică cele 5,4347 g NaOH, le aducem cantitativ într-un balon cotat, le dizolvăm în cca 100 ml apă distilată, apoi completăm pînă la semn. În modul acesta am obținut o soluție cu volumul de 1 l și titrul aproximativ de 0,005 g/ml.

b. Trebuie să preparăm 700 ml soluție NaOH cu concentrația normală de 0,15 *n*. Cantitatea de NaOH care se găsește dizolvată în 1 000 ml soluție este următoarea :

$$0{,}15 \cdot E_{NaOH} = 0{,}15 \cdot 40 = 0{,}60 \text{ g NaOH}$$

Dacă 1 000 ml sol . . . . 0,60 g NaOH
atunci 700 ml . . . . x g

$$x = \frac{700 \cdot 0,6}{1000} = \frac{7 \cdot 0,6}{10} = 7 \cdot 0,06 = 0,42 \text{ g NaOH}$$

Noi lucrăm cu NaOH impurificat, care conține 8% impurități indiferente. De aceea, vom cîntări la balanța analitică o cantitate mai mare de hidroxid impurificat. Impuritățile corespunzătoare celor 0,42 g NaOH au masa egală cu y și le determinăm astfel :

Dacă la 92 g NaOH . . . . 8 g imp. ind.
atunci la 0,42 g . . . . y g

$$y = \frac{0,42 \cdot 8}{92} = \frac{3,36}{92} = 0,036 \text{ g imp. ind.}$$

Cantitatea totală de alcali pe care o vom cîntări la balanță va fi:

$$0,420 + 0,036 = 0,456 \text{ g}$$

c. Trebuie să preparăm o soluție de alcali, cu volumul de 1,5 l și care are titrul față de CaO egal cu 0,003. Cunoaștem următoarele:

$$V = 1,5 \text{ l} = 1\,500 \text{ ml}; \; T_{NaOH/CaO} = 0,003$$
$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g și } 1 \text{ mol CaO} = 56 \text{ g}$$
$$1\, E_{NaOH} = 40 \text{ g}; \; 1\, E_{CaO} = 56/2 = 28 \text{ g}$$

Dacă la 28 g CaO . . . . 40 g NaOH
atunci la 0,003 g CaO . . . . z g

$$z = \frac{0,003 \cdot 40}{28} = \frac{0,120}{28} = 0,0042 \text{ g NaOH}$$

Cantitatea de 0,0042 g NaOH reprezintă tocmai masa hidroxidului care se găsește dizolvat într-un ml de soluție, adică reprezintă titrul soluției de hidroxid, în raport cu hidroxidul de sodiu. Notăm cu :

$$T_{NaOH} = 0,0042 \text{ g/ml}$$

Pentru întregul volum al soluției de 1500 ml, corespunde o cantitate de NaOH, exprimată în grame egală cu :

$$V \cdot T = m = 1\,500 \text{ ml} \cdot 0,0042 \text{ g/ml} = 6,3 \text{ g}$$

Deoarece lucrăm cu hidroxid de sodiu impurificat cu impurități indiferente în procentul de 8%, va trebui să cîntărim la balanță o cantitate mai mare de substanță. Impuritățile corespunzătoare se determină astfel :

Dacă la 92 g NaOH . . . . 8 g imp. ind.
atunci la 6,3 g NaOH . . . . n g imp. ind.

$$n = \frac{6,3 \cdot 8}{92} = \frac{50,4}{92} = 504/920 = 0,54 \text{ g imp. ind.}$$

Cantitatea totală de hidroxid de sodiu, impurificată cu 8% impurități indiferente, pe care o cîntărim la balanță, este egală cu :

$$6,30 + 0,54 = 6,84 \text{ g alcali}$$

Problema nr. 186

Se lucrează cu o soluție de Na_2CO_3, ce are concentrația procentuală 10% și densitatea de 1,105 g/ml. Calculați :

a. Numărul de ml necesari pentru a prepara 1 l de soluție cu titrul de 0,005 ;

b. Numărul de ml necesari pentru a prepara 1 l de soluție cu titrul în raport cu CaO egal cu 0,0030.

Rezolvare

a. Dintr-o soluție de carbonat de sodiu cu concentrația procentuală de 10% și densitatea de 1,105 trebuie să preparăm o soluție cu titrul de 0,0050 g/ml. Calculăm cantitatea de carbonat de sodiu necesară preparării soluției, cu formula :

$$m = V \cdot T_{Na_2CO_3}$$
$$V = 1\,000 \text{ ml} ; \; T = 0,0050 \text{ g/ml} ;$$
$$m = 1\,000 \text{ ml} \cdot 0,0050 \text{ g/ml} = 5 \text{ g } Na_2CO_3$$

Aceste 5 g Na_2CO_3 le luăm dintr-o soluție de carbonat cu concentrația procentuală de 10% și densitatea 1,105 g/ml. Numărul de ml de soluție de carbonat care conțin cele 5 g carbonat se află astfel :

Dacă 100 g sol carbonat . . . . 10 g carbonat
atunci x g sol . . . . 5 g

$$x = \frac{5 \cdot 100}{10} = 50 \text{ g soluție}$$

Volumul soluției se calculează mai departe cu ajutorul relației :

$$V = m/d$$

unde am notat cu :

V = volumul soluției în cm^3 sau ml
m = masa soluției = 50 g
d = densitatea soluției = 1,105 g/ml
v = m/d = 50 g/1,105 g/ml = 50 g/1,105 = 50 000/1 105 = 45,2 ml

b. Folosind aceeași soluție de carbonat cu concentrația procentuală de 10%, trebuie să preparăm 1 l de soluție care să aibă titrul în raport cu CaO egal cu 0,0030.

Scriem masele moleculare și greutățile echivalente:

$m.m.\ NaCO_3 = 106$ u
m.m. $CaO = 56$ u

$$1 \text{ val } Na_2CO_3 = \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{2} = 106 \text{ g}/2 = 53 \text{ g}$$

$$1 \text{ val } CaO = \frac{1 \text{ mol } CaO}{2} = 56/2 = 28 \text{ g}$$

Dacă la 28 g CaO . . . . 53 g Na_2CO_3
atunci la 0,0030 g CaO . . . . x g

$$x = \frac{0{,}0030 \cdot 53}{28} = \frac{0{,}159}{28} = 0{,}0056 \text{ g } Na_2CO_3$$

Cantitatea de 0,0030 g CaO corespunde cantității de 0,0056 g carbonat, iar acesta se găsește dizolvat într un ml de soluție. La 1 l avem o cantitate de carbonat egală cu:

$$1\,000 \text{ ml} \cdot 0{,}0056 \text{ g} = 5{,}6 \text{ g } Na_2CO_3$$

Cantitatea de 5,6 g carbonat o vom lua sub forma unei soluții de carbonat, concentrația fiind de 10% și densitatea de 1,105 g/ml. Masa soluției de carbonat care conține 5,6 g carbonat o aflăm astfel:

Dacă 100 g soluție conțin . . . . . 10,0 g carbonat
atunci x g soluție . . . . 5,6 g

$$x = \frac{5{,}6 \cdot 100}{10} = 56 \text{ g soluție}$$

Am putea lua din soluția respectivă 56 g, pe care le cîntărim la balanță, le aducem apoi într un balon cotat și completăm cu apă distilată pînă la 1 000 ml. O metodă mult mai comodă și mai exactă, constă în a lua din soluția inițială un anumit mumăr de ml pe care-i putem măsura, mai exact. Cunoscînd masa soluției și densitatea ei, aflăm numărul de ml cu ajutorul relației:

$$V = m/d \quad m = 56 \text{ g și } d = 1{,}105 \text{ g/ml}$$
$$v = 56 \text{ g/l, } 105 \text{ ml} = 56\,000/1\,105 \text{ ml} = 50{,}6 \text{ ml}$$
$V = 50{,}6$ ml; apoi se adaugă pînă la 1 000 ml apă distilată.

Problema nr. 187

Pînă la ce volum trebuie să se dilueze 1 l soluție HCl 0,2 n, pentru a obține o soluție al cărui titru în raport cu CaO este 0,005 ?

Rezolvare

Se scriu masele moleculare și echivalenții lor:

$m.m.$ CaO = 56 u ; 1 val HCl = 36,5 g și 1 val CaO = 28 g

Cunoaștem titrul noii soluții în raport cu CaO, ca fiind egal cu 0,005 g:

$$T_{HCl/CaO} = 0{,}00500 \text{ g}$$

Acest titru ne arată cantitatea de oxid de calciu, exprimată în g care poate să reacționeze cu cantitatea de HCl dintr-un ml de soluție nou preparată. Reacția chimică dintre HCl și CaO se poate exprima prin următoarea reacție chimică:

$$2\,HCl + CaO \rightleftarrows CaCl_2 + H_2O$$

Dacă 56 g CaO . . . . 2·36,5 g HCl
atunci 0,005 g . . . . x g

$$x = \frac{0{,}005 \cdot 2 \cdot 36{,}5}{56} = \frac{0{,}005 \cdot 36{,}5}{28} = \frac{0{,}1825}{28} = 0{,}00651 \text{ g HCl}$$

Cantitatea de substanță de 0,00651 g HCl, reprezintă titrul noii soluții de HCl în raport cu CaO.

$$T_{HCl} = 0{,}00651 \text{ g/ml}$$

În soluția inițială, de la care plecăm, concentrația normală este egală cu 0,2 n. Aceasta înseamnă că în volumul de 1 l avem dizolvați 0,2 E HCl. Exprimată în grame, avem o cantitate de HCl egală cu:

$$0{,}2 \cdot E \text{ HCl} = 0{,}2 \cdot 36{,}5 = 7{,}3 \text{ g HCl}$$

Cantitatea de HCl, care se găsește dizolvată într-un ml de soluție inițială, adică titrul acestei soluții este egal cu:

$$T_{HCl} = 7{,}3/1\,000 = 0{,}00730 \text{ g/ml HCl}$$

Dacă notăm cu: m_1 = masa HCl din prima soluție
m_2 = masa HCl din a doua soluție
v_1 = volumul soluției inițiale
V_2 = volumul soluției finale

atunci vom putea scrie:

$$m_1 = V_1 \cdot T_1$$
$$m_2 = V_2 \cdot T_2$$

Dar $m_1 = m_2$, deoarece noi preparăm din soluția inițială o altă soluție, mai diluată în acid și care conține aceeași cantitate de HCl. Rezultă că:

$$V_1 T_1 = V_2 T_2$$

$$T_1 = 0{,}00730 \text{ g/ml HCl} \qquad V_1 = 1 \text{ l} = 1\,000 \text{ ml}$$
$$T_2 = 0{,}006510 \text{ g/ml HCl}$$

după înlocuirea acestor date, vom obține:

$$V_2 = (T_1/T_2) \cdot V_1 = (0{,}00730/0{,}006510) \cdot 1\,000 = (730/651) \cdot$$
$$\cdot 1\,000 = 1{,}12 \cdot 1\,000 = 1\,120 \text{ ml HCl}$$

Pentru a obține o soluție de HCl al cărui titru în raport cu CaO să fie egal cu 0,005 se va dilua soluția inițială cu volumul de 1 l și concentrația normală de 0,2 pînă la volumul de 1 120 ml.

Problema nr. 188

Cîți ml de HCl, cu densitatea de 1,19 g/ml conținînd 37,2% HCl (în greutate) trebuie să se dilueze pînă la 1 500 ml pentru a se obține o soluție 0,2 *n* ?

Rezolvare

Dintr-o soluție inițială de HCl fumans cu densitatea de 1,19 g/ml și concentrația procentuală de 37,2% trebuie să preparăm 1 500 ml soluție, mai diluată, cu concentrația de 0,2. Fie x numărul de ml HCl fumans, care trebuie diluați. În acești x ml se va găsi o cantitate de HCl egală cu cantitatea de HCl din soluția finală. Calculăm cantitatea de HCl din soluția finală.

Dacă 1 000 ml sol . . . . 0,2 E HCl
atunci 1 500 ml . . . . y g HCl

$$y = \frac{1\,500 \cdot 0{,}2 \text{ E HCl}}{1\,000} = \frac{15 \cdot 0{,}2 \cdot 36{,}5}{10} = \frac{3 \cdot 0{,}2 \cdot 36{,}5}{2} =$$
$$= 0{,}1 \cdot 3 \cdot 36{,}5 \text{ g HCl} = 10{,}95 \text{ g HCl}$$

Mai departe folosim relația densității care ne dă legătura dintre densitate, masă și volum.

$$d = m/V$$

Nu cunoaștem în această relație masa m a soluției ce conține cele 10,95 g HCl necesari soluției finale.

Dacă 100 g sol. conţine · · · · · · · · · 37,2 g HCl
atunci m g sol · · · · · · · · · · · · · · 10,95 g

$$m = \frac{10{,}95 \cdot 100}{37{,}2} = \frac{1\,095}{37{,}2} = 10\,950/372 = 29{,}45 \text{ g soluţie}$$

Înlocuind în relaţia densităţii, scrisă mai sus, pe V cu x obţinem :

$$d = m/x$$

iar din aceasta, scoatem valoarea lui x :

$$m = 29{,}45 \text{ g}; \ d = 1{,}19 \text{ g/ml deci } x = 29{,}45/1{,}19 = \\ = 24{,}74 \text{ ml HCl fumans}$$

Problema nr. 189

Cîţi ml dintr-o soluţie de H_2SO_4 2 n trebuie să se adauge la 1 l dintr-o soluţie de acid sulfuric al cărui titru în raport cu CaO este de 0,004500, pentru a se obţine o soluţie al cărui titru în raport cu CaO să fie 0,00500 ?

Rezolvare

I. Avem o soluţie de acid sulfuric cu volumul de 1 l şi titrul în raport cu CaO egal cu 0,004500. Vom adăuga la aceasta, o soluţie de acid sulfuric cu concentraţia normală 2 n, astfel ca soluţia iniţială să devină o soluţie cu titrul în raport cu CaO egal cu 0,00500.
Masa moleculară şi echivalentul chimic al acidului sulfuric sînt :

$$m \cdot m \cdot H_2SO_4 = 98 \text{ g}; \ 1 \ E = 98/2 = 49 \text{ g}$$

Fie x numărul de mililitri de acid sulfuric cu concentraţia normală egală cu 2 n, pe care-i adăugăm la soluţia iniţială ; în acest mod, volumul soluţiei finale, devine egal cu :

$$1\,000 \text{ ml} + x \text{ ml} = (1\,000 + x) \text{ ml} \tag{1}$$

E_{CaO} · · · · · · · · · · $E_{H_2SO_4}$
28 · · · · · · · · · · 49
0,005 · · · · · · · · · · X = 0,00875 Dar $m = VT$ (T = titru)

$$m = (1\,000 + x) \text{ ml} \cdot 0{,}00875 \text{ g/ml} = (1\,000 + x) \cdot 0{,}00875 \text{ g acid} \tag{2}$$

Această cantitate de acid se găseşte în volumul soluţiei iniţiale (1 000 ml) precum şi în cei x ml soluţie de adaos.

$$1\,000 \cdot T_i + x \cdot T_a = (1\,000 + x)\, 0{,}00875 \tag{3}$$

Unde am notat cu: 1 000 = volumul soluției inițiale
x = volumul soluției de adaus
0,00875 = titrul soluției finale;
1 000 + x= volumul soluției finale
T_i = titrul soluției inițiale în raport cu acidul
T_a = titrul soluției de adaus în raport cu acidul

Calculăm pe T_i, adică titrul soluției inițiale în raport cu CaO egal cu 0,004500.

Dacă 56 g CaO reacționează cu · · · 98 g acid
atunci 0,004500 g CaO · · · · · · · · z g

$$z = T_i = \frac{0{,}0045 \cdot 98}{56} = \frac{0{,}0045 \cdot 49}{28} = \frac{0{,}2205}{28} = 0{,}00787 \text{ g/ml}$$

Pentru soluția de adaus, calculăm titrul în modul următor:

Dacă 1 000 ml sol pt. adaus conține · · 2·49 g acid
atunci 1 ml · · · · · · · · · · · · · · · T_a

$$T_a = \frac{1 \text{ ml} \cdot 2 \cdot 49}{1\,000 \text{ ml}} = \frac{98}{1\,000} = 0{,}09800 \text{ g/ml}$$

Dacă ne întoarcem la relația (3) și înlocuim valorile lui T_i și T_a, obținem:

$$1\,000 \cdot 0{,}00787 + x . 0{,}0980 = (1\,000 + x)\, 0{,}00875$$
$$1\,000 . 0{,}00787 + x \cdot 0{,}0980 = 1\,000 \cdot 0{,}00875 + x .\ 0{,}00875$$
$$0{,}0980\, x - 0{,}00875\, x = 1\,000 .\ 0{,}00875 - 1\,000 .\ 0{,}00787$$
$$(0{,}0980 - 0{,}00875)\, x = 1\,000\, (0{,}00875 - 0{,}00787)$$
$$0{,}089250\, x = 1\,000 .\ 0{,}000880\,;\ 0{,}08925\, x = 0{,}080$$
$$x = 0{,}880/0{,}08925 = 9{,}86 \text{ ml}$$

Pentru a transforma soluția inițială cu titrul față de CaO egal cu 0,004500, într-o altă soluție cu titrul față de CaO egal cu 0,00500, vom adăuga din soluția concentrată de 2 n cca 9,8 ml.

II. A doua soluție pentru rezolvarea acestei probleme se poate găsi dacă plecăm de la soluția pentru adaus și-i calculăm titrul în raport cu oxidul de calciu. Concentrația normală a soluției pentru adaus, este: egală cu 2,0 n. Titrul acestei soluții în raport cu acidul sulfuric este

Dacă 1 000 ml soluție · · · · · · · · 2·49 g H_2SO_4
atunci 1 ml · · · · · · · · · · · · · · · T_a

$$T_a = \frac{1 \text{ ml} \cdot 2 \cdot 49}{1\,000 \text{ ml}} \text{ g acid} = \frac{98}{1\,000} = 0{,}0980 \text{ g/ml}$$

Reacția chimică dintre acidul sulfuric și oxidul de calciu poate fi redată prin următoarea ecuație chimică :

$$CaO + H_2SO_4 \rightleftarrows CaSO_4 + H_2O$$

$$\begin{array}{ll} \text{Dacă 98 g acid} \cdots\cdots\cdots\cdots & \text{56 g CaO} \\ \text{atunci 0,0980 g acid} \cdots\cdots\cdots & y \text{ g CaO} \end{array}$$

$$y = \frac{0{,}0980 \cdot 56}{98} = \frac{0{,}001 \cdot 56}{1} = 0{,}056 \ \text{g/ml}$$

Deci, soluția pentru adaus, are titrul în raport cu CaO dat de următoarea relație :

$$T_a = 0{,}056 \ \text{g/ml}$$

Din datele problemei cunoaștem titrul soluției inițiale și al soluției finale în raport cu oxidul de calciu :

$$T_i = 0{,}004500 \ \text{g/ml} ; \ T_a = 0{,}00500 \ \text{g/ml}$$

Menținem cu x notația din prima metodă, adică numărul de ml de acid pentru adaus. Volumul soluției finale este egal cu volumul soluției inițiale, la care se adaugă volumul celor x ml de soluție. Scriem :

$$(1\,000 + x) \ \text{ml}$$

Cantitatea de CaO corespunzătoare volumului final este egal cu :

$$(1\,000 + x) \ \text{ml} \cdot 0{,}00500 \ \text{g/ml}$$

Această cantitate este egală cu suma cantităților de CaO corespunzătoare soluției inițiale și soluției pentru adaus.

$$\begin{array}{l} 1\,000 \cdot T_a + x \cdot T = (1\,000 + x) \cdot 0{,}00500 \\ 1\,000 \cdot 0{,}0045 + x \cdot 0{,}056 = 1\,000 \cdot 0{,}005 + 0{,}005 \cdot x \\ x \cdot 0{,}056 - 0{,}005\,x = 1\,000 \cdot 0{,}005 - 1\,000 \cdot 0{,}0045 \\ x(0{,}056 - 0{,}005) = 5{,}000 - 4{,}500 \\ x \cdot 0{,}510 = 5{,}00 - 4{,}500 \\ x \cdot 0{,}051 = 0{,}500 \\ x = 0{,}500/0{,}051 = 5\,000/510 = 500/51 = 9{,}8 \ \text{ml} \end{array}$$

Problema nr. 190

Cîți ml dintr-o soluție de KOH de 23,13% cu densitatea de 1,22 trebuie să se adauge la 1 l dintr-o soluție de KOH 0,984 n, pentru a obține o soluție 1,0 n ?

Rezolvare

Avem o soluție de KOH cu volumul de 1 l și concentrația normală de 0,984 pe care dorim s-o aducem la normalitatea de 1. Pentru aceasta, vom adăuga dintr-o altă soluție de KOH, folosită ca soluție pentru adaus, un număr de x ml. Volumul soluției finale va fi egal cu :

$$(1\,000 + x)\ \text{ml}$$

Echivalentul chimic al KOH este egal cu 56 g. Soluția finală trebuie să aibă concentrația normală egală cu 1 n. Titrul acestei soluții se determină astfel :

Dacă 1 000 ml sol finală · · · · · · · · · · 56 g KOH
atunci 1 ml sol finală · · · · · · · · · · · T_f KOH

$$T_f = \frac{1{,}000 \cdot 56}{1\,000} = 0{,}056\ \text{g/ml}$$

Soluția inițială de la care plecăm are o concentrație normală egală cu 0,984. Titrul ei se determină astfel :

Dacă 1 000 ml soluție · · · · · · · 0,984 · 56 g KOH
atunci 1 ml · · · · · · · · · · · · · T_i

$$T_i = \frac{1\ \text{ml} \cdot 0{,}984 \cdot 56}{1\,000} = \frac{55{,}104}{1000} = 0{,}055104\ \text{g/ml}$$

Soluția folosită pentru adaus are o concentrație procentuală egală cu 23,13% și o densitate de 1,22 g/ml. Cantitatea de KOH adăugată în soluția inițială sub forma celor x ml se va găsi în soluția finală. Cantitatea de KOH conținută de soluția finală este dată de relația :

$$(1\,000 + x)\ \text{ml} \cdot T_f\text{KOH} = m_{\text{KOH}} \qquad (1)$$

Această cantitate este egală cu suma cantității de KOH conținută de soluția inițială și a cantității de KOH conținută de cei x ml adăugați.

$$m_{\text{KOH}} = 1\,000\ \text{ml} \cdot T_i + x \cdot T_{a\text{KOH}} \qquad (2)$$

Trebuie să determinăm titrul soluției folosite pentru adaus. Cunoaștem că această soluție are o concentrație procentuală de 23,13% și densitatea egală cu 1,22 g/ml. Folosim relația :

$$d = m/V$$

unde am notat cu : d = densitatea ; m = masa soluției și v = volumul.

Vom considera pentru calcul un volum de soluție pentru adaus ce are masa egală cu 100 g. Cunoscînd că d = 1,22 g/ml, vom scoate volumul :

$$v = m/d = 100 \text{ g}/1,22 \text{ g/ml} = 10000/122 = 82 \text{ ml}; \; V_{100 \text{ g sol}} = 82$$

Calculăm titrul acestei soluții. Pentru a ajunge la valoarea titrului, calculăm mai întîi cantitatea de KOH conținută de 1 000 ml știind că 82 ml soluție (adică 100 g) conțin o cantitate de 23,14 g KOH.

Dacă 82 ml sol pt. adaus · · · · · · 23,13 g KOH
atunci 1 000 ml · · · · · · · · · · · · z g KOH

$$z = \frac{1\,000 \cdot 23,13}{82} = \frac{2\,3130}{82} = 282 \text{ g KOH}$$

Dacă 1 000 ml sol · · · · · · · · · 282 g KOH
atunci 1 ml · · · · · · · · · · · · · · · T_a KOH

$$T = (1 \text{ ml} \cdot 282 \text{ g KOH})/1\,000 \text{ ml} = 282/1\,000 = 0,282 \text{ g/ml KOH}$$

Relațiile matematice (1) și (2), scrise mai sus, au un numitor identic, ceea ce ne permite să scriem:

$$1\,000 \cdot T_{i\,\text{KOH}} + \alpha T_{a\,\text{KOH}} = (1\,000 + x)\, T_{f\,\text{KOH}}$$

Înlocuind în relația de mai sus valorile cunoscute obținem:

$$(1\,000.\,0,0550) + (0,2820.\,x) = 1\,000 + x.\,0,0560$$
$$1\,000.\,0,550 + x.\,0,2820 = 1\,000.\,0,0560 + 0,0560.\,x$$
$$0,2820x - 0,0560\,x = 1\,000.\,0,0560 - 1\,000.\,0,0550$$
$$x \cdot 0,226 = 1\,000.\,0,001\,;\; x = (0,001/226).\,100 = 4,4$$

4,4 ml soluție pentru adaus

Problema nr. 191

Avem o soluție de acid sulfuric fumans cu densitatea de 1,30 g/ml și concentrația procentuală de 39,2% în greutate. Din această soluție, adăugăm un număr de ml peste o altă soluție cu volumul de 1 200 ml și concentrația 0,16 n, pentru a obține o soluție de concentrație 0,2 n. Cîți ml am adăugat ?

Rezolvare

Avem un volum de 1 200 ml soluție de acid sulfuric cu concentrația normală de 0,16 și dorim să mărim concentrația acesteia la 0,2 . Pentru aceasta vom adăuga din altă soluție de acid sulfuric cu concentrația procentuală de 39,2% un număr de ml. Fie x acest număr de ml iar volumul final al soluției noastre cu normalitatea de 0,2 va fi egal cu $(1\,200 + x)$ ml. Echivalentul gram al acidului sulfuric este dat de raportul dintre molecula gram și numărul de protoni:

$$E = \text{molecula gram}/2 = 98/2 = 49 \text{ g acid}$$

Soluția finală cu volumul de $(1\,200 + x)$ ml va avea o concentrație de 0,2 n, adică conține o cantitate de acid sulfuric egală cu:

$$(1\,200 + x) \cdot 0{,}2 \cdot 49/1\,000 \text{ g acid sulfuric}$$

Deci 1 000 ml soluție conțin dizolvate $0{,}2 \cdot 49$ g acid:

1 000 ml sol . . . . $0{,}2 \cdot 49$ g H_2SO_4
$(1\,200 + x)$ ml sol . . . . y g H_2SO_4

$$y = \frac{(1\,200 + x) \cdot 0{,}2 \cdot 49}{1\,000}$$

În cei x ml soluție de acid sulfuric vom adăuga cantitatea de acid necesară completării normalității de la 0,16 la 0,2 n. Luăm acești ml dintr-o soluție cu concentrația de 39,2% și densitatea de 1,30 g/ml. Soluția inițială cu volumul de 1 200 ml și normalitatea de 0,16 n conține o cantitate de acid sulfuric egală cu:

$$\frac{1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49}{1\,000}$$

relație pe care am dedus-o ținînd cont de faptul că la 1 000 ml soluție inițială corespunde un număr egal de grame cu $0{,}16 \cdot 49$:

1 000 ml sol . . . . $0{,}16 \cdot 49$ g acid
1 200 ml sol . . . . z g acid

$$z = \frac{1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49}{1\,000}$$

Diferența dintre cantitatea de acid sulfuric pe care o conține soluția finală și cantitatea de acid sulfuric pe care o conține soluția inițială, reprezintă tocmai cantitatea de acid sulfuric pe care o adăugăm odată cu cei x ml. Scriem diferența:

$$yg - zg = \frac{(1\,200 + x) \cdot 0{,}2 \cdot 49}{1\,000} g - \frac{1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49}{1\,000} =$$
$$= \frac{(1\,200 + x) \cdot 0{,}2 \cdot 49 - 1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49}{1\,000}$$

Calculăm normalitatea soluției de acid sulfuric cu concentrația de 39,2% și densitatea de 1,30 g/ml din care vom lua cei x ml:

$$v = m/d$$

$(100/1{,}30)$ ml . . . . 39,2 g acid
1 000 ml sol . . . . h g acid

$$h = \frac{1\,000 \cdot 39{,}2}{(100/1{,}30)} = \frac{1\,000 \cdot 1{,}30 \cdot 39{,}2}{100} = \frac{10 \cdot 39{,}2 \cdot 1{,}30}{1} = 392 \cdot 1{,}30 = 509{,}6$$

Pe de altă parte, știm că echivalentul gram al acidului sulfuric reprezintă cantitatea de substanță egală cu 49 g. Împărțind cele 509,6 g acid care se găsesc într-un volum de 1 000 ml de soluție la 49, obținem tocmai numărul de vali, ceea ce ne dă și normalitatea soluției.

$$n = \frac{\text{p.g subst. la litru}}{\text{g mol}} = \frac{509{,}6}{49} = 10{,}4$$

Soluția de acid sulfuric pe care o folosim pentru completare, are concentrația de 10,4 n. Cei x ml pe care-i luăm din această soluție conțin o cantitate de acid sulfuric egală cu :

$$\frac{x \cdot 10{,}4 \cdot 49}{1\,000}$$

relație pe care am dedus-o în felul următor :

$$\begin{array}{rcr} 1\,000 \text{ ml sol} & \cdots\cdots\cdots\cdots & 10{,}4 \cdot 49 \text{ g acid} \\ x \text{ ml sol} & \cdots\cdots\cdots\cdots & i \text{ g acid} \\ \hline \end{array}$$

$$i = \frac{x \cdot 10{,}4 \cdot 49{,}2}{1\,000} \text{ g acid}$$

Această cantitate de acid sulfuric este egală cu diferența $(y - z)$ ce reprezintă cantitatea de acid sulfuric adăugată. Scriem :

$$\frac{(1\,200 + x) \cdot 0{,}2 \cdot 49 - 1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49}{1\,000} = \frac{x \cdot 10{,}4 \cdot 49}{1\,000}$$

Fracția fiind adusă la același numitor comun putem scrie că :

$$(1\,200 + x) \cdot 0{,}2 \cdot 49 - 1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49 = 10{,}4 \cdot 49 \cdot x$$
$$1\,200 \cdot 0{,}2 \cdot 49 + 0{,}2 \cdot 49 \cdot x - 1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49 = 10{,}4 \cdot 49 \cdot x$$
$$10{,}4 \cdot 49 \cdot x - 0{,}2 \cdot 49 \cdot x = 1\,200 \cdot 0{,}2 \cdot 49 - 1\,200 \cdot 0{,}16 \cdot 49 \quad (1/49)$$
$$10{,}4 \cdot x - 0{,}2 \cdot x = 1\,200 \cdot 0{,}2 - 1\,200 \cdot 0{,}16$$
$$(10{,}4 - 0{,}2)\, x = 1\,200\,(0{,}2 - 0{,}16)$$
$$10{,}2\, x = 1\,200 \cdot 0{,}04$$
$$x = \frac{1\,200 \cdot 0{,}04}{10{,}2} = \frac{120 \cdot 0{,}4}{10{,}2} = \frac{12 \cdot 4}{10{,}2} = 480/102 = 4{,}70$$

Problema nr. 192

Cîtă apă trebuie să se adauge la 800 ml acid azotic de 65% și cu densitatea de 1,4 g/ml, pentru a obține o soluție 10% ?

Rezolvare

Avem deci 800 ml acid azotic concentrat de 65% și densitatea de 1,4 g/ml, din care va trebui să preparăm o soluție cu concentrația de 10%.

Fie x cantitatea de apă pe care trebuie să o adăugăm, necesară diluării acidului concentrat și obținerii soluției cu concentrația de 10%. Volumul soluției finale va fi egal cu $(800 + x)$ ml. Soluția inițială are masa egală cu $d \cdot V_i$.

$$m = 1{,}4 \text{ g/ml} \cdot 800 \text{ ml} = 800 \cdot 1{,}4 = 1\,120{,}0 \text{ g acid (sol)}$$

Cunoscînd concentrația procentuală a acidului de 65% și masa soluției putem calcula numărul de grame de acid conținute de soluția inițială.

100 g sol · · · · · · · · · · · · · · · · · · 65 g acid
1 120 g sol · · · · · · · · · · · · · · · · · · a g acid

$$a = (1\,120 \cdot 65)/100 = (112 \cdot 13)/2 = 56 \cdot 13 = 728 \text{ g acid}$$

Soluția finală, cu volumul $(800 + x)$ ml conține o cantitate de acid azotic exprimată în grame, egală cu:

$$\frac{(800 + x) \cdot d \cdot 10}{100} \text{ g } HNO_3$$

x = numărul de ml de apă adăugați

d = densitatea soluției de acid azotic de concentrație 10% pe care o găsim în tabele. Este egală cu 1,057 g/ml:

$$\frac{(800 + x) \cdot 1{,}057 \cdot 10}{100} = 728 \text{ g}$$

Această cantitate de acid azotic exprimată în grame, este egală cu cantitatea de acid azotic (728 g) conținută de soluția inițială.

Am ajuns la o ecuație de gradul I în x pe care o vom rezolva în felul următor:

$$(800 + x) \cdot 1{,}057 \cdot 10 = 728 \cdot 100$$
$$(800 + x)\, 1{,}057 = 7\,280$$
$$(800 \cdot 1{,}057) + 1{,}057\, x = 7\,280$$
$$1{,}057\, x = 7\,280 - 1{,}057 \cdot 800$$
$$1{,}057\, x = 7\,280 - 845{,}6$$
$$x = \frac{7\,280 - 845{,}6}{1{,}057} = \frac{6\,434{,}4}{1{,}057} = 6087{,}4 \text{ g}$$

Apa are densitatea maximă de 1 000 kg/m^3 la temperatura de 4°(3,98°); în afara acestei temperaturi, densitatea apei este mai mică. Dacă prepararea soluției s-a făcut la temperatura de 20°C, atunci densitatea apei este de 0,998 g/ml și deci 1 g apă = 1 ml apă.

Volumul apei adăugat este egal cu:

$$\frac{6\,087{,}4}{0{,}998 \text{ g/ml}} = 6\,099{,}5 \text{ ml apă} = 6\,100 \text{ ml}$$

Problema nr. 193

Se prepară o soluție cu concentrația 1M din fosfat secundar de sodiu cristalizat cu 12 molecule de apă. Cîte grame de fosfat secundar sînt necesare ?

Rezolvare

Fosfatul secundar de sodiu se poate cristaliza cu 12 molecule de apă. Este un cristalohidrat. Calculăm masa moleculară sau molul:

1 mol Na_2HPO_4 = 142 g
1 mol $Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$ = 358 g

Deoarece noi avem în momentul respectiv fosfat secundar de sodiu hidratat cu 12 molecule de apă și nu fosfat de sodiu anhidru, vom cîntări la balanța tehnică 358 g fosfat hidratat.

Această cantitate va conține exact cele 142 g fosfat anhidru, necesar preparării unui litru de soluție de concentrație 1 M.

Problema nr. 194

Cîte grame de $Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$ sînt necesare pentru a prepara 1 l de soluție 10%, dacă densitatea acestei soluții este egală cu 1,01 g/ml ?

Rezolvare

Va trebui să preparăm o soluție cu concentrația procentuală de 10%. Concentrația procentuală a unei soluții ne arată cantitatea de substanță care se găsește dizolvată în 100 g soluție.

În cazul nostru, în 100 g soluție de fosfat secundar de sodiu, avem dizolvată o cantitate de fosfat egală cu 10 g. Restul de 90 g este apă.

Se va calcula masa soluției de fosfat:

$$d = m/V;\ m = d \cdot V = 1{,}01\ \text{g/ml} \cdot 1\,000\ \text{ml} = 1\,010\ \text{g}$$

Aflăm cantitatea de fosfat secundar de sodiu anhidru care se găsește dizolvată în cele 1 010 g soluție.

100 g sol . . . . 10 g fosfat
1 010 g sol . . . . x g fosfat

$$x = \frac{101 \cdot 358}{142} = 254{,}621\ \text{g fosfat}$$

Vom cîntări la balanță 254,62 g fosfat pe care le aducem cantitativ într-un balon cotat pînă la semn, după completa dizolvare a substanței. Astfel am preparat o soluție 10% M de fosfat.

Problema nr. 195

Cîți ml de apă trebuie să se adauge la 1,2 l dintr-o soluție de HCl 0,212 n pentru a se obține o soluție 0,2 n ?

Rezolvare

I. Dispunem de o soluţie de acid clorhidric cu volumul 0,212 l şi concentraţia normală de 0,212 și dorim să o transformăm într-o soluţie de acid clorhidric mai diluată, cu normalitatea de 0,2. Pentru aceasta, vom adăuga la soluţia iniţială un anumit număr de ml de apă distilată. Fie x numărul de ml de apă distilată adăugați. În acest caz, volumul soluţiei finale va fi egal cu 1 200 ml + Xml = (1 200 + x) ml. Cunoaștem concentraţia normală a soluţiei finale ca fiind egală cu 0,2 n.

Dacă notăm cu :

m_f = masa de HCl din soluţia finală
c_f = concentraţia soluţiei finale
v_f = volumul soluţiei finale

atunci, cantitatea de substanță dizolvată în soluţie finală este dată de relaţia :

$$m_f = c_f \cdot v_f$$

În cazul soluţiei iniţiale avem o relație asemănătoare :

$$m_i = c_i \cdot v_i$$

Unde am notat cu : m_i = masa de HCl din soluţia iniţială
c_i = concentrația soluției iniţiale
v_i = volumul soluției iniţiale

Cantitatea de HCl din soluția inițială se găsește în soluția finală ; de aceea, între m_i şi m_f avem o relaţie de egalitate, adică :

$$m_i = m_f$$

dar, $m_i = c_i \cdot v_i$ iar $m_f = c_f \cdot v_f$

după înlocuire în expresia de mai sus a relaţiilor vom obţine :

$$c_i \cdot v_i = c_f v_f$$ dar,

c_i = 0,2120 n ; v_i = 1 200 ml ; c_f = 0,2 n ; v_f = (1 200 + x) ml pe care le înlocuim și obținem :

$$0{,}2120 \cdot 1\,200 = 0{,}2000 \cdot (1\,200 + x)$$
$$0{,}2120 \cdot 1\,200 = (0{,}2000 \cdot 1\,200) + 0{,}2000\,x$$
$$0{,}2000\,x = (0{,}2120 \cdot 1\,200) - (0{,}2000 \cdot 1\,200)$$

$$0{,}2000\,x = 1\,200\,(0{,}2120 - 0{,}2000)$$
$$0{,}2000\,x = 1\,200 \cdot 0{,}0120$$
$$x = \frac{1\,200 \cdot 0{,}0120}{0{,}2000} = \frac{14{,}400}{0{,}2000} = \frac{144}{2} = 72 \text{ ml apă}$$

Volumul soluției finale va fi egal cu $1\,200 + x = (1\,200 + 72) = 1\,272$ ml. Deci, vom adăuga la soluția inițială 72 ml de apă distilată și vom obține în acest mod o soluție cu volumul de 1 272 ml și $c = 0{,}2$ n.

II. Pentru rezolvarea acestei probleme, se mai poate pleca de la titrul soluțiilor pe care-l calculăm pentru fiecare soluție în parte. Soluția inițială are volumul de 1 200 ml și o concentrație normală egală cu 0,2120.

Dacă 1 000 ml soluție . . . . $0{,}212 \cdot 36{,}5$ g HCl
atunci 1 ml soluție . . . . y g HCl $= T$

$$T = y = \frac{1 \text{ ml} \cdot 0{,}212 \cdot 36{,}5 \text{ g HCl}}{1\,000 \text{ ml}} = \frac{7{,}7380}{1\,000} \text{ g/ml} = 0{,}007738 \text{ g/ml}$$

Menținem în continuare aceeași notație, în care x este numărul de ml de apă distilată adăugați soluției inițiale. În acest caz volumul soluției finale este egal cu $(1\,200 + x)$ ml, iar concentrația ei este egală cu 0,2000 n. Titrul acestei soluții se află astfel:

Dacă 1 000 ml soluție . . . . $0{,}2 \cdot 36{,}5$ g HCl
atunci 1 ml soluție . . . . T g HCl

$$T_{HCl} = \frac{1 \text{ml} \cdot 0{,}2 \cdot 36{,}5 \text{ g HCl}}{1\,000 \text{ ml}} = \frac{0{,}2 \cdot 36{,}5}{1\,000} \text{ g/ml} = 0{,}00730 \text{ g/ml}$$

Dacă menținem notațiile folosite în prima metodă de rezolvare, adică: m_i = masa soluției de HCl inițial; m_f = masa HCl din soluția finală, v_i = volumul soluției inițiale și v_f volumul soluției finale, atunci putem scrie că:

$$m_i = m_f$$

unde:

$$m_i = T_{1HCl} \cdot v_i \text{ și } m_f = T_{2HCl} \cdot v_f$$

Știm că: $T_{1HCl} = 0{,}007738$ g/ml
$T_{2HCl} = 0{,}00730$ g/ml ; $v_i = 1\,200$ ml și $v_f = (1\,200 + x)$

$$0{,}007738 \cdot 1\,200 = 0{,}00730 \cdot (1\,200 + x)$$
$$0{,}007738 \cdot 1\,200 = (0{,}00730 \cdot 1\,200) + 0{,}00730\,x$$
$$0{,}00730\,x = (0{,}007738 \cdot 1\,200) - (0{,}00730 \cdot 1\,200)$$
$$x = \frac{(0{,}007738 \cdot 1\,200) - (0{,}00730 \cdot 1\,200)}{0{,}00730} = \frac{1\,200(0{,}007738 - 0{,}00730)}{0{,}007300} =$$
$$= \frac{1\,200 \cdot 0{,}00438}{0{,}0730} = \frac{5{,}25600}{0{,}00730} = \frac{5\,256{,}0}{73} = 72 \text{ ml apă}$$

Deci, avem : $V_f = (1\,200 + x) = (1\,200 + 72)$ ml $= 1\,272$ ml sau, $N_1 V_1 = N_2 V_2$: $1\,200 \cdot 0{,}212 = (1\,200 + x)\,0{,}2$

$$x = 72 \text{ ml apă}$$

Problema nr. 196

Cîți ml de HCl 2,0 n trebuie să adăugăm la 1,1 l soluție de HCl 0,1880 n, pentru a se obține o soluție 0.2 n ?

Rezolvare

Avem o soluție cu volumul de 1,1 l (1 100 ml) și concentrația normală egală cu 0.1880 n de acid clorhidric, pe care dorim s-o transformăm prin adăugarea unei soluții de HCl mai concentrată într-o soluție cu concentrația normală de 0,2. Să notăm cu x numărul de ml de soluție de HCl cu concentrația 2,0 n pe care-i adăugăm la soluția cu concentrația normală de 0,1880 pentru a obține o soluție cu concentrația de 0.2 n. Volumul soluției finale este egal cu $(1\,100 + x)$ ml, iar concentrația de 0,2 n ; Calculăm titrul soluției pe care o vom obține în final;

Dacă 1 000 ml soluție finală . . . . 0,2 ·36,5 g HCl
atunci 1 ml . . . . y g (T_{HCl})

$$T_{f\,HCl} = \frac{1 \text{ ml} \cdot 0{,}2 \cdot 36{,}5}{1\,000} \text{ g HCl} = \frac{0{,}2 \cdot 36{,}5}{1\,000} \text{ g HCl} = 0{,}00730 \text{ g HCl}$$

Într-un ml de soluție finală avem dizolvată o cantitate de acid clorhidric egală cu 0,00730 g. Cantitatea totală de acid clorhidric din soluția finală, este egală cu :

$$(1\,100 + x) \cdot 0{,}00730 \text{ g/ml} = 1\,100 \cdot 0{,}00682 \text{ g HCl}$$

Dacă facem diferența dintre cantitatea de HCl conținută de soluția finală și cea conținută de soluția inițială, obținem cantitatea de HCl adăugată odată cu cei x ml.

$$(1\,100 + x) \cdot 0{,}00730 \text{ g} - 1\,100 \cdot 0{,}00682 \text{ g} = m \text{ g HCl}$$

Am notat cu m grame HCl, cantitatea de HCl exprimată în grame care se găsește în x ml soluție adăugați, de concentrația normală 2,0. Titrul acestei soluții este :

Dacă 1 000 ml soluție . . . . 2,00 ·36,5 g HCl
atunci 1 ml soluție . . . . T_{HCl}

$$T = \frac{1 \text{ ml} \cdot 2{,}00 \cdot 36{,}5}{1\,000 \text{ ml}} \text{ g HCl} = \frac{73{,}0}{1\,000} \text{ g HCl} = 0{,}0730 \text{ g HCl}$$

Cunoscînd titrul soluției de HCl folosită pentru adaus (T HCl= 0,0073) și numărul de ml adăugați, x ml, putem exprima pe m g HCl prin relația:

$$m_{g\ HCl} = 0{,}0730\ g/ml \cdot x\ ml = 0{,}0730\ x$$

Dar știm că: $(1\,100 + x) \cdot 0{,}00730 - 1\,100 \cdot 0{,}00682 = m$ g HCl; iar după înlocuirea lui m cu valoarea de mai sus obținem:

$$(1\,100 + x) \cdot 0{,}00730 - (1\,100 \cdot 0{,}00682) = 0{,}0730\ x$$
$$1\,100 \cdot 0{,}00730 + 0{,}00730\ x - 1\,100 \cdot 0{,}00682 = 0{,}0730\ x$$
$$0{,}0730\ x - 0{,}00730\ x = 1\,100 \cdot 0{,}00730 - 1\,100 \cdot 0{,}00682$$
$$x(0{,}0730 - 0{,}00730) = 1\,100\,(0{,}00730 - 0{,}00682)$$
$$x \cdot 0{,}06570 = 1\,100 \cdot 0{,}00048$$
$$x \cdot 0{,}0657 = 0{,}52800$$
$$x = \frac{0{,}52800}{0{,}06570} = \frac{5\,280}{657} = 8{,}03\ \text{ml HCl}$$

Pentru a transforma soluția inițială de acid clorhidric ce are $c =$ $= 0{,}1880$ într-o soluție cu $c = 0{,}2$ adăugăm dintr-o soluție cu $c = 2$ n un volum de 8,03 ml acid.

3.2.3. Reacții de oxido-reducere

Metoda oxido-reducerii, sau reacțiile redox, sînt foarte numeroase și de aceea ele constituie o metodă importantă de analiză.

În general, o reacție redox (de oxidare) poate fi scrisă astfel:

$$A^{m-} - ne^- \rightarrow A^{(m+n)}$$

unde ionul A^{m-} pierde electroni și se oxidează.

Reacția de reducere se poate reprezenta prin ecuația:

$$B^{p+} + ne^- \rightarrow B^{(p-n)+}$$

unde B^{p+} cîștigă electroni și se reduce.

Problema nr. 197

Se dă următorul sistem redox și se cere să se stabilească coeficienții:

$$3\ Mn^{4+}O_2 + 4\ Al^0 \rightarrow 3\ Mn^0 + 2\ Al_2^{3+}O_3$$

Procesul care are la bază această reacție poartă denumirea de *aluminotermie*.

$$Mn^{+4} \xrightarrow{+4e^-} Mn^0 \quad \Big|\ 3$$
$$Al^0 \xrightarrow{-3e^-} Al^{3+} \quad \Big|\ 4$$

Mn^{4+}, ionul pozitiv de mangan primește $4e^-$, deci este un oxidant și trece în Mn^0. Reacția este de reducere, deoarece decurge cu captare de electroni. Ionul de Al^0 cedează $3e^-$, deci se oxidează și trece în ion pozitiv Al^{3+}. Atomul de aluminiu are rol de reducător, iar reacția este o reacție de oxidare, deoarece decurge cu cedare de electroni.

Problema nr. 198

În mediul apos, bromul elementar reacționează cu bioxidul de sulf și formează acidul bromhidric și acid sulfuric. Se cer următoarele :

— analizați procesul redox ;

— calculați numărul de moli de brom intrați în reacție, știind că acidul sulfuric rezultat s-a neutralizat cu 100 ml soluție NaOH lm.

Rezolvare

1. Reacția chimică dintre SO_2 și Br_2, în mediu apos este :

$$S^{+4}O_2 + Br_2^0 + 2H_2O \rightarrow 2\,HBr^{-1} + H_2S^{+6}O_4$$

$$\begin{array}{c|ll} 1 & S^{+4} \xrightarrow{-2e^-} S^{+6} & \text{reacție de oxidare} \\ 2 & Br^0 \xrightarrow{+1e^-} Br^{-1} & \text{reacție de reducere} \end{array}$$

2. $$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

În cei 100 ml soluție 1 M NaOH avem următoarea cantitate de NaOH :

1 000 ml sol · · · · · · · · · · · · · · 40 g NaOH
100 ml · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = (100 \cdot 40)/1\,000 = 4 \text{ g NaOH}$$

Cantitatea de acid sulfuric ce reacționează cu cele 4 g NaOH este

2·40 g NaOH · · · · · · · · · · · · 98 g H_2SO_4
4 g · · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{4 \cdot 98}{2 \cdot 40} = 4{,}9 \text{ g} = 0{,}05 \text{ moli acid}$$

Numărul de moli de H_2SO_4 intrați în reacție sînt :

1 mol Br_2 · · · · · · · · · · · · · · 1 mol H_2SO_4
0,05 moli Br_2 · · · · · · · · · · · · x moli

$$x = 0{,}05 \text{ moli } H_2SO_4$$

Problema nr. 199

Prin reacția dintre acidul sulfuros și acidul cloric se formează acidul sulfuric și acidul clorhidric. Se cer următoarele:

— să se analizeze procesul redox,

— să se calculeze numărul de moli de acid sulfuros care au intrat în reacție, știind că amestecul de acizi rezultat s-a neutralizat cu o soluție de hidroxid de sodiu 0,5 *n* și volumul de 150 ml.

Rezolvare

$$3\ H_2\overset{+4}{S}O_3 + H\overset{+5}{Cl}O_3 \rightarrow 3\ H_2\overset{+6}{S}O_4 + H\overset{-1}{Cl}$$

3	6	$S^{+4} \xrightarrow{-2e^-} S^{+6}$ (reacție de oxidare ; S^{+4} red :)
1	2	$Cl^{+5} \xrightarrow{+6e^-} Cl^{-1}$ (reacție reducere ; Cl^{5+} oxid ; Cl^{-1} red.

Hidroxidul necesar=0,5 moli·40 = 20 g NaOH

1 000 ml NaOH . . . . 20 g
150 ml x

$$x = \frac{150 \cdot 20}{1\,000} = 30/10 = 3 \text{ g NaOH}$$

Reacțiile dintre NaOH și amestecul de acizi sînt următoarele:

$$HCl + NaOH \rightleftarrows NaCl + H_2O$$

$$3\ H_2SO_4 + 6\ NaOH = Na_2SO_4 + 6\ H_2O$$

Total→7 moli NaOH

$$(HCl + 3\ H_2SO_4) \rightarrow 3\ H_2SO_3$$

x mol acid . . . . 7·40 NaOH
3 moli H_2SO_3 . . . . ·3 g NaOH(3/40)

$$x = \frac{(3/40) \cdot 3 \text{ moli}}{7 \text{ moli}} = \frac{9 \text{ moli}^2}{7 \cdot 40 \text{ moli}} = 9/280 \text{ moli} = 0{,}032 \text{ moli } H_2SO_3$$

Problema nr. 200

Cu ajutorul acidului azotic oxidăm sulfura arsenioasă la acid arsenic, acid sulfuric și oxid de azot. Din reacție rezultă un volum de 6,72 l oxid de azot și se cere:

— să se analizeze acest proces redox,

— să se calculeze cantitatea de soluție de acid azotic 20% intrată în reacție.

Rezolvare

$$3\ \overset{+3\ -2}{As_2S_3} + 28\ \overset{+5}{HNO_3} \xrightarrow{+4H_2O} 6\ \overset{+5}{H_3AsO_4} + 9\ \overset{+6}{H_2SO_4} + 28\overset{+2}{NO}$$

Facem analiza acestui proces redox:

3	$2\ As^{3+} \xrightarrow{-2e^- \cdot 2} As^{5+}$ (se oxidează; reacție reducere)
	$3\ S^{2-} \xrightarrow{-8e^- \cdot 3} S^{6+}$ (se oxidează, e⁻ reducător)
28	$N^{+5} \longrightarrow N^{+2}$ (se reduce, e⁻ oxidant)

Calculăm cantitatea de soluție de acid azotic 20% care intră în reacție, dacă se degajă 6.72 l NO.

28 · 63 g HNO_3 . . . . 28 · 22,4 l
x g HNO_3 . . . . 6,72 l NO

$$x = \frac{6.72 \cdot 28 \cdot 63}{28 \cdot 22,4} = \frac{6.72 \cdot 63}{22,4} = \frac{423,36}{224} = 18,9 \text{ g } HNO_3\ 100\%$$

100 g sol . . . . 20 g HNO_3
x g 18,6

$$x = \frac{18,6 \cdot 100}{20} = 18,6 \cdot 5 = 93 \text{ g soluție}$$

Problema nr. 201

O cantitate de 8,5 moli V_2O_5 se reduce aluminotermic conform următoarei ecuații chimice:

$$3\ V_2O_5 + 10\ Al^0 \rightarrow 5\ Al_2O_3 + 6\ V^0$$

Se cer următoarele:

a) Analiza acestui proces redox;

b) Compoziția unui aliaj format din Al intrat și V rezultat;

c) Prin tratarea aliajului de la punctul „b" cu o soluție de 7,3% HCl se dizolvă numai aluminiul. Ce cantitate de acid se consumă și ce volum de hidrogen rezultă?

Rezolvare

a. Analizăm procesul aluminotermic din punct de vedere redox:

$$3\ V_2O_5 + 10\ Al^0 = 5\ Al_2O_3 + 6\ V^0$$

3	$V^{+5} \xrightarrow{+5e^-} V^0$ (reduce, oxidant)
5	$Al^0 \xrightarrow{-3e^-} Al^{3+}$ (se oxidează, e reducător)

b. Calculăm compoziția aliajului format din Al intrat și V rezultat. Avem:

$$8{,}5 \text{ moli } V_2O_5$$
$$1 \text{ mol } V_2O_5 = 182 \text{ g}; \; 8{,}5 \cdot 182 = 1\,547 \text{ g}$$

182 g V_2O_5 . . . . 2,51 g V
1 547 g . . . . x g

$$x = \frac{1\,547 \cdot 2 \cdot 51}{182} = 8{,}5 \cdot 2.51 = 867 \text{ g}$$

După determinarea vanadiului rezultat din reacție, calculăm cantitatea de aluminiu care a intrat în reacție pentru a reduce aluminotermic oxidul (pentaoxidul de vanadiu):

10 · 27 g Al . . . . 3 moli V_2O_5
x g Al . . . . 8,5 moli

$$x = \frac{8{,}5 \cdot 10 \cdot 27}{3} = 85 \cdot 9 = 765 \text{ g Al}$$

În concluzie aliajul nostru va conține:

$$867 \text{ g V} + 765 \text{ g Al} = 1\,632 \text{ g aliaj}$$

Compoziția procentuală a aliajului este:

1 632 g aliaj . . . . 867 g V
100 g aliaj . . . . x g

$$x\% V = \frac{100 \cdot 867}{1\,632} = 53{,}1\%$$
$$\% Al = 100\% - 53{,}1\% = 46{,}9\%$$

c. Aliajul obținut se tratează cu o soluție de HCl 7,3% cînd se dizolvă numai Al (cele 765 g Al). Se cere se calculeze soluția de HCl consumată și volumul de hidrogen degajat.

$$2 \text{ Al} + 6 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2$$

2 · 27 g Al . . . . 6 · 36,5 g HCl
765 g Al . . . . x g

$$x = (765 \cdot 6 \cdot 36{,}5)/(2 \cdot 27) = (459 \cdot 365)/54 =$$
$$= 3\,102{,}5 \text{ g HCl } 100\%$$

Noi folosim soluție de HCl 7,3%, a cărei cantitate va fi:

100 g sol HCl . . . . 7,3 g HCl
y g sol . . . . 3 102,5 g HCl

$$y = (3\,102{,}5 \cdot 100)/7{,}3 = 42\,500 = 42{,}5 \text{ kg HCl } 7{,}3\%$$

Calculăm volumul de hidrogen degajat din reacţia de mai sus:

$$6 \cdot 36{,}5 \text{ g HCl} \cdots\cdots\cdots 3 \cdot 22{,}4 \text{ l } H_2$$
$$3\,102{,}5 \cdots\cdots\cdots z \text{ l}$$

$$z = (3\,102{,}5 \cdot 3 \cdot 22{,}4)/(6 \cdot 36{,}5) = 3\,737{,}71 H_2 = 3{,}737 \text{ m}^3 H_2$$

Problema nr. 202

Să se calculeze cantitatea de $KMnO_4$ în grame, necesară pentru a prepara 1 l de soluţie 1n, ştiind că soluţia preparată se va întrebuinţa pentru reacţii de oxidare ın mediul acid.

Rezolvare

$$10 \overset{+3}{Fe}SO_4 + 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5\overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 +$$
$$+ 8H_2O + K_2SO_4$$

$Fe^{2+} \xrightarrow{1-1e^-} Fe^{3+}$	5	10
$Mn^{7+} \xrightarrow{+5e^-} Mn^{2+}$	1	2

Într-o reacţie redox, echivalentul – gram este egal cu molecula-gram a substanţei respective, împărţită la numărul de electroni primiţi sau cedaţi în cursul procesului respectiv.

$$E = \text{masa moleculară}/5 = 158/5 = 31{,}6 \text{ g}$$

ceea ce reprezintă echivalentul gram al $KMnO_4$ dizolvat într-un litru de apă.

4. ECHILIBRUL CHIMIC

Starea la care ajunge un sistem ce suferă o reacție chimică reversibilă, cînd viteza reacției directe este egală cu viteza reacției inverse și concentrația tuturor reactanților rămîne constantă, este echilibru chimic.

$$A + B \rightleftarrows C + D$$

$$V_1 = K_1 [A] [B] \qquad V_1 = V_2$$

$$V_2 = K_2 [C] [D] \qquad K_1[A] [B] = K_2[C] [D]$$

$$\frac{K_1}{K_2} = K = \frac{[C] [D]}{[A] [B]}$$

K fiind constantă de echilibru.

Problema nr. 203

La starea de echilibru a sistemului $N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2NH_3$ concentrațiile substanțelor erau:

$$N_2 = 3 \text{ moli/l};\ H_2 = 9 \text{ moli/l};\ NH_3 = 4 \text{ moli/l}$$

Care erau concentrațiile inițiale ale lui H_2 și N_2?

Rezolvare

2 moli NH_3 · · · · 1 mol N_2 · · · · · · 3 moli H_2
4 moli NH_3 · · · · · · · · · x · · · · · · y

$x = 4/2 = 2$ moli N_2; $y = 4 \cdot 3/2 = 6$ moli H_2;
$N_2 = 2 + 3 = 5$ moli/l; $H_2 = 9 + 6 = 15$ moli/l

Problema nr. 204

Prin încălzirea unui amestec de CO_2 și H_2 la temperatura de 850°C se stabilește următorul echilibru:

$$H_2 + CO_2 \rightleftarrows CO + H_2O$$

Ținînd seama că la temperatura indicată constanta de echilibru este egală cu 1 și că în momentul stabilirii echilibrului 90% din H_2 s-a transformat în apă, calculați în ce rapoarturi volumetrice s-au amestecat CO_2 și H_2.

Rezolvare

$t = 850°C$

$K_{850°C} = 1$

$CO_2/H_2 = ?$

90% $H_2 - H_2O$ (la echilibru)

Sistemul de mai sus fiind un sistem în echilibru, putem aplica legea acțiunii masei:

$$K = \frac{[CO]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2]} = \frac{K_1}{K_2};\ K = 1$$

$$1 = \frac{[CO]\,[H_2O]}{[CO_2]\,[H_2]};\ [CO_2]\cdot[H] = [CO]\cdot[H_2O]$$

$$\frac{[CO_2]\,[H_2]}{[H_2]} = \frac{[CO]\,[H_2O]}{[H_2]};\qquad \frac{[CO_2]}{[H_2]} = \frac{[CO]\,[H_2O]}{[H_2]^2}$$

Știm că:

$$CO_2 + H_2 \xrightleftharpoons{850°\,C} CO + H_2O$$

	x	y	0	0	— concentrație inițială
III	$x-0,9$	$0,1$	$y \rightleftarrows 0,9y$	$0,9y$	— concentrație la echilibru

dar dacă înlocuim în reacția de mai sus datele noastre, obținem:

$$\frac{x-0,9}{0,1\,y} = \frac{0,9\cdot 0,9\,y^2}{(0,1)^2\,y^2};\qquad \frac{x-0,9}{0,1\,y} = \frac{0,9^2\cdot y^2}{0,1^2 y^2}$$

$$\frac{x-0,9}{0,1\,y} = \frac{0,9^2\cdot y^2}{0,1^2 y^2};\quad x-0,9 = \frac{0,9^2\cdot y^2}{0,1\,y};\ x-0,9 = 0,9\,y/0,1;$$

$$x - 0,9 = 0,81y/0,1;\qquad 0,1x - 0,09 = 0,81\,y$$

Termenul 0,09 fiind foarte mic, se neglijează, iar mai departe avem:

$$0,1\,x = 0,81\,y$$

$$x/y = 0,81/0,1 \qquad x/y = 8,1$$

Problema nr. 205

Prin acțiunea alcoolului etilic asupra acidului acetic, rezultă acetat de etil, după ecuația:

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftarrows CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

Să se determine cîţi moli de ester va conţine amestecul după stabilirea echilibrului, dacă în reacţie s-au luat cîte 1 mol de alcool şi acid, iar constanta de echilibru este egală cu 4.

Rezolvare

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \leftrightarrows CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

$$K = \frac{[CH_3COOC_2H_5]\cdot 2[H_2O]}{[CH_3COOH]\cdot[C_2H_5OH]}$$

Dar:

iniţial	1	1	0	0
la echilibru	$1-x \rightleftarrows$	$1-x$	x	x

Înlocuind în relaţia constantei de echilibru avem:

$$K = \frac{x\cdot x}{(1-x)\cdot(1-x)} = 4; \qquad \frac{x^2}{(1-x)^2} = 4;\ x^2 = 4(1-x)^2$$

$$x^2 = 4(1-2x+x^2);\ x^2 = 4 - 8x + 4x^2;\ 3x^2 - 8x + 4 = 0$$

$$x_{1\cdot 2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2-4ac}}{2a} = \frac{8 \pm \sqrt{64-48}}{6} = \frac{8 \pm \sqrt{16}}{6} = \frac{8 \pm 4}{6}$$

$x_1 = (8+4)/6 = 12/6 = 2$ (soluţia aceasta nu poate fi)
$x_2 = (8-4)/6 = 4/6 = 2/3$ (soluţia reală pentru cazul nostru)

$$CH_3COOC_2H_5 = 2/3 \text{ moli}$$

Problema nr. 206

Precizaţi în ce parte se deplasează echilibrul chimic la creşterea temperaturii şi presiunii pentru următoarele reacţii chimice:

$$2\ HBr \rightarrow H_2 + Br_2 - Q$$
$$2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + Q$$

Rezolvare

Deci T creşte, P creşte.

Aplicăm pentru fiecare reacţie în parte principiul lui le Chatelier care spune că: dacă se modifică una din condiţiile unui sistem la echilibru, echilibrul se va deplasa în aşa fel încît să diminueze cît posibil modificare.

1. Reacţia este exotermă adică cu degajare de căldură. Creşterea temperaturii deplasează echilibrul în sensul formării HBr, care este o reacţie ce consumă căldură. De asemenea reacţia decurge fără modificare de volum, deci creşterea presiunii (sau scăderea presiunii) nu are nici o influenţă.

2. Reacţia este endotermă (consum de căldură). Creşterea temperaturii favorizează degajarea de bioxid de carbon. Are loc o modificare

de volum ; intră trei volume și rezultă două. Reacția avînd loc cu micșorare de volum, creșterea presiunii favorizează deplasarea echilibrului spre dreapta.

Problema nr. 207

Într-un vas închis se încălzește un amestec format din 8 moli I_2 și 5,3 moli H_2 pînă se atinge echilibrul cînd se formează 9,5 moli HI. Să se afle concentrația HI dacă se pleacă de la 8 moli I_2 și 3 moli H_2.

Rezolvare

Constanta de echilibru a reacției $H_2 + I_2 = 2HI$ are forma :

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]}$$

Dacă pentru obținerea a 2 moli HI se descompun un mol H_2 și un mol I_2 atunci pentru 9,5 moli HI se vor descompune $9{,}5/2 = 4{,}75$ moli H_2 respectiv 4,75 moli I_2.

Calculăm constanta de echilibru ;

$$K_C = \frac{(9{,}5)^2}{(5{,}3 - 4{,}75)\,(8 - 4{,}75)} = \frac{90{,}25}{1{,}79} = 50{,}9$$

Notăm cu x cantitatea de HI, în moli care se formează dacă se pleacă de la amestecul format din 8 moli I_2 și 3 moli H_2:

$$50{,}9 = \frac{x^2}{\left(3 - \frac{x}{2}\right)\left(8 - \frac{x}{2}\right)}$$

Rezolvînd această ecuație se obține $x_1 = 18{,}11$ și $x_2 = 5{,}75$

Problema nr. 208

Demonstrați cum variază viteza de reacție dacă presiunea crește de 2 ori în cazul sistemului ;

$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$$

Rezolvare

$$\begin{array}{ll} H_2 = C_1 & H_2 = 2C_1 \\ Br = C_2 & Br = 2C_2 \\ V_1 = K_1 \cdot C_1 \cdot C_2 & V_2 = K_1(2C_1 \cdot 2C_2) \end{array}$$

Facem raportul celor două viteze și obținem ;

$$V_1/V_2 = C_1C_2/2C_1 . 2C_2 = 1/4; \quad V_1/V_2 = 1/4 \; ; \; V_2 = 4V_1$$

Viteza crește de 4 ori față de viteza inițială.

5. ELECTROLIZA

Procesele de oxidare și reducere ce se realizează în vecinătatea electrozilor sub acțiunea unei tensiuni exterioare se numește *electroliză.* Electrodul donor se numește *catod* (K^+) iar cel acceptor *anod* (A^-).

Problema nr. 209

Ce volum vor ocupa H_2 și O_2 obținuți prin electroliza apei timp de 50 minute sub un curent de 1 200 A ? Ce cantități de hidrogen și oxigen se obțin ?

Rezolvare

$t = 50$ minute $= 3\,000$ secunde

$I = 1\,200$ A

Dar știm că :

$$m = K \cdot Q \; ; \; Q = I \cdot t \; ; \; m = K \cdot I \cdot t$$

unde : m = masa de hidrogen eliberată la catod

K = echivalentul electrochimic al hidrogenului

K_H = 0,01045 mg = 0,00001045 g

$$m_{H_2} = K \cdot I \cdot t = 0{,}00001045 \cdot 1\,200 \cdot 3\,000 = 12 \cdot 3 \cdot 10^5 \cdot 0{,}00001045 = 36 \cdot 1{,}045 = 37{,}62 \text{ g } H_2$$

Pentru a afla cantitatea de O_2 procedăm astfel:

K_{O_2} = 0,08290 mg = 0,00008290 g

I = 1 200 A

t = 3 000 s

$$m_{O_2} = 0{,}00008290 \cdot 1\,200 \cdot 3\,000 = 12 \cdot 3 \cdot 10^5 \cdot 0{,}00008290 =$$

$$= 36 \cdot 8{,}29 = 298{,}44 \quad m_{O_2} = 298{,}44 \text{ g}$$

Putem calcula cantitățile de O_2 și H_2 și în alt mod. Știm că:

$$Q = I \cdot t\,; \; Q = 1\,200 \cdot 3\,000 = 3\,600\,000 \text{ C}$$

$$\frac{3\,600\,000 \text{ C}}{3\,600 \text{ s}} \cdot 1\,000 \frac{\text{C}}{\text{s}} = 1\,000 \text{ Ah Deci. } Q = 360\,000\ C = 1\,000$$

iar $F = 96\,500\ C = 26{,}8$ Ah $\rightarrow 1\ E_{gH} = 1$ g H_2

26,8 Ah . . . . 1,008 g H_2
1 000 Ah . . . . x g

$$x = \frac{1\,000 \text{ Ah} \cdot 1{,}008 \text{ g}}{26{,}8 \text{ Ah}} = \frac{1\,000}{26{,}8} = 37{,}62\ H_2$$

$$m_{H_2} = 37{,}62 \text{ g}$$

26,8 Ah . . . . 8 g O_2
1 000 Ah . . . . x g

$$x = \frac{1\,000 \cdot 8}{26{,}8} g = 298 \text{ g } O_2$$

Sau folosim raportul:

$$H/O = 1/8 \text{ (în cazul apei) } 0 \cdot 1 = 8 \cdot H$$

$$O = 8H \text{ sau } m_{O_2} = 8\,m_{H_2}$$

Deci la electroliza apei am separat:

$$m_{H_2} = 37{,}6 \text{ g}$$
$$m_{O_2} = 298{,}5 \text{ g}$$

Pentru a exprima în volume (în condiții normale de temperatură și presiune) avem:

2 g H_2 . . . . 22,4 l
37,6 g H_2 x

$$x = \frac{37{,}6 \cdot 22{,}4}{2} = 421{,}12 \text{ l } H_2$$

32 g O_2 . . . . 22,4 l
597 g . . . . x l

$$x = \frac{597 \cdot 22{,}4}{32} = 210{,}55 \text{ l } O_2$$

Problema nr. 210

O cantitate de 0,45 g alamă (aliaj de cupru+zinc) se dizolvă, iar soluția obținută se supune electrolizei, cînd pentru separarea cuprului se consumă 482,5 coulombi. Calculați procentual cantitatea de cupru din alamă.

Rezolvare

0,45 g alamă $\quad E_{Cu} = 63,5/2 = 31,8$ g
$Q = 482,5$ C $\quad m = K \cdot I \cdot t$ sau $m = K \cdot Q$
% Cu = ? $\quad K_{Cu} = 0,65876 \text{mg} = 0,00065876$ g
$m_{Cu} = K \cdot Q = 0,000065876 \cdot 482,5 = 0,15$ g Cu

Sau, se mai poate astfel:

96 500 Coulombi . . . . 31,5 g Cu
482,5 C . . . . x g Cu

$$x = \frac{482,5 \cdot 31,8}{96\,500} = 0,31 \text{ g}$$

0,45 g alamă (Cu + Zn) — 0,31 g Cu = 0,14 g Zn

Compoziția procentuală a alamei va fi:

0,45 g alamă . . . . 0,31 g Cu
100 g alamă . . . . x g Cu

$$x = \frac{100 \cdot 0,31}{0,45} = 31/0,45 = 68,8\% \text{ Cu}$$

$$\text{Alama}: \begin{cases} 68,8\% \text{ Cu} \\ 31,2\% \text{ Zn} \end{cases}$$

Problema nr. 211

Soluția sării unui metal trivalent se supune electrolizei timp de 31 minute sub acțiunea unui curent cu intensitatea de 1,5 A. La catod se depun 1,07 g metal. Să se calculeze masa atomică a metalului.

Rezolvare

$I = 1,5$ A
$t = 31' = 1860''$
m_{Me} III = 1,07
m_{Me} III = ?

1. Calculăm cantitatea de electricitate consumată :

$$Q = I \cdot t = 1{,}5 \cdot 1860\ C = 15 \cdot 186\ A \cdot s = 2\,790\ As$$

$$Q = 2\,790\ C$$

dar dacă :

2 790 C . . . . 1,07 g Me III
96 500 C . . . . x g

$$x = \frac{96\,500 \cdot 1{,}07}{2\,790} = 18{,}49 ;\ E_{MeIII} = 18{,}49\ g$$

Dar E_{MeIII} = masa atomică/valență ; $M_{MeIII} = E_{Me} \cdot val = 18{,}49 \cdot 3 =$
$= 55{,}47\ g$

$$m_{MeIII} = 55{,}47\ g$$

Problema nr. 212

O cantitate de curent de 5 Ah trece prin soluția de $CuSO_4$ cînd se depun la catod 5,6 g Cu. Să se determine randamentul de curent.

Rezolvare

$$\eta_c = \frac{g\ pract.}{g.\ teor.} \cdot 100\%$$

Știm că randamentul de curent reprezintă raportul între masa de substanță depusă (eliberată) la unul din electrozi și cea calculată teoretic.

Conform datelor problemei aflăm că :

$g_p = 5{,}6\ g\ Cu$
$g_t = m = KIt$

$$CuSO_4 \leftrightarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$$
$$(K^-)\ Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$$
$$(A^+)\ OH^- - 1e^- \rightarrow OH^0$$
$$2\ OH^0 \rightarrow H_2O + 1/2\ O_2$$
$$2\ H^+ + SO_4^{2-} \leftrightarrows H_2SO_4$$

31,8 g Cu . . . . 96 500 C (26,8 Ah)
x g Cu . . . . 5 Ah

$$x = \frac{5 \cdot 31{,}8}{26{,}8} = \frac{159{,}0}{26{,}8} = \frac{1\,590}{268} = 5{,}93\ g\ Cu$$

Deci, $g_p = 5{,}6\ g$; $g_t = 5{,}9\ g\ Cu$

$$\eta_c = g_p/g_t = 5{,}6/5{,}9 = 94{,}4\%$$

Problema nr. 213

Știind că un curent cu intensitatea de 10 A pune în libertate 5,6 l H_2, să se calculeze timpul de electroliză.

Rezolvare

Legea lui Faraday spune — „cantitățile de substanță separate la electroliză sînt proporționale cu echivalenții lor gram".

$t = ?$ $\quad$ $2 \text{ g } H_2 \cdots\cdots 22{,}4 \text{ l}$

$I = 10 \text{ A}$ $\quad$ $x \text{ g} \cdots\cdots 5{,}6 \text{ l}$

$V = 5{,}6 \text{ l}$ $\qquad x = \frac{5{,}6 \cdot 2}{22{,}4} = \frac{5{,}6}{11{,}2} = 0{,}5 \text{ g}$

$m_{H_2} = 0{,}5 \text{ g } H_2$

$$m = K \cdot I \cdot t$$

K = echivalentul electrochimic (deoarece nu ni se dă nu putem folosi formula de mai sus).

Folosim o altă metodă, prin care aplicăm legea a II-a a lui Faraday, enunțată mai sus:

$$965\,000 \text{ C} \cdots\cdots 2 \text{ g H} = E = 11{,}2 \text{ l}$$

$$x \text{ C} \cdots\cdots 0{,}5 \text{ g}$$

$$x = \frac{96\,500 \cdot 0{,}5}{1} = 48\,250{,}0 \text{ C}$$

$$x = 48\,250{,}0 \text{ C}$$

Q = cantitatea de electricitate consumată;

$$Q = I \cdot t;\ t = Q/I$$

$$t = \frac{48\,250{,}0 \text{ C}}{10 \text{ A}} = 4\,825'' = 1{,}34 \text{ h}$$

$$t = 1{,}34 \text{ ore}$$

Problema nr. 214

Două băi galvanice sînt străbătute timp de 1 oră de un curent cu intensitatea de 2 A. În prima baie avem soluție de sulfat feros, iar în a doua baie o soluție de sulfat feric. Să se calculeze cantitățile de fier care se separă.

Rezolvare

$I = 2 \text{ A}$

$t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s}$

$$\text{sol I: } FeSO_4 \rightarrow Fe^{II} \rightarrow 1\ E = \frac{\text{m} \cdot \text{atomică}}{\text{valență}} = \frac{56}{2} = 28 \text{ g}$$

$$\text{sol II: } Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe^{III} \rightarrow 1\ E = \frac{56}{3} = 18{,}6 \text{ g}$$

$$Q = I \cdot t = 2\ \text{A} \cdot 3\,600\ \text{s} = 7\,200\ \text{C};\ Q = 7\,200\ \text{C}$$

Pentru baia cu sulfat feros, calculul este următorul:

96 500 · · · · · · · · · · · · · · · · · 1 E Fe II·28 g
97 200 C · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{7\,200 \cdot 28}{96\,500} = \frac{2\,016}{965} = 4{,}2 \text{ g};\ m \text{ Fe II} = 4{,}2\text{g}$$

Pentru baia cu soluție ferică facem următorul calcul:

96 500 C · · · · · · · · · · · · · 1 E Fe III· · ·18,6 g
7 200 C · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{7\,200 \cdot 18{,}6}{96\,500} = 2{,}79 \text{ g Fe III}$$

Problema nr. 215

Două băi galvanice legate în serie se folosesc pentru a determina echivalentul unui metal necunoscut, bivalent. Prima baie conține o soluție de $CuSO_4$ din care se depun 0,3472 g Cu, iar a doua soluție conține sarea metalului necunoscut. Se depun 0,6486 g metal bivalent.

Să se calculeze:

— echivalentul metalului;
— masa lui atomică.

Rezolvare

1. Calculăm cantitatea de curent consumată pentru depunerea celor 0,3472 g Cu:

96 500 C · · · · · · · · · · · · · · · 1 E Cu· · ·31,8 g
x C · · · · · · · · · · · · · · · 0,3472 g

$$x = \frac{96\,500 \cdot 0{,}3472}{31{,}8} = \frac{965 \cdot 34{,}72}{31{,}8} = 1\,336{,}6 \text{ C } 1\,337$$

$$Q = 1\,337 \text{ C}$$

2. Raționamentul pentru a afla echivalentul metalului este:

$$\begin{array}{l} 1\,337 \text{ C } (0{,}37 \text{ Ah}) \cdots\cdots\cdots\cdots 0{,}6486 \text{ g Me}^{II} \\ 96\,500 \text{ c } (26{,}8 \text{ Ah}) \cdots\cdots\cdots\cdots x \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{26{,}8 \cdot 0{,}6486 \text{ g}}{0{,}37} = 26{,}8 \cdot 1{,}7 = 46{,}97 \text{ g}$$

$$A = E_g \cdot 2 = 46{,}97 \cdot 2 = 93{,}95 \text{ g}$$

Problema nr. 216

Să se calculeze:

a. Cantitatea de nichel separată la catod;

b. Randamentul de curent, în cazul cînd separă la catod 0,162 g nichel, știind că electroliza soluției de sulfat de nichel se face sub acțiunea unui curent de 0,6 A timp de 15 minute și 30 secunde.

Rezolvare

a. Calculăm cantitatea de electricitate consumată:

$$Q = I \cdot t$$

$$t = 15'30'' = 930''$$

$$Q = 0{,}6 \cdot 930 = 558 \text{ C}$$

Calculăm cantitatea de nichel depusă la catod, știind că 1 E Ni pentru a se depune consumă 96 500 C sau 26,8 Ah.

$$\begin{array}{l} 96\,500 \text{ C} \cdots\cdots\cdots\cdots 29{,}35 \text{ g Ni} = 1 \text{ E} \\ 558 \text{ C} \cdots\cdots\cdots\cdots x \text{ g Ni} \end{array}$$

$$x = \frac{558 \cdot 29{,}35}{96\,500} = \frac{1\,677{,}3}{96\,500} = 0{,}17 \text{ g Ni}$$

b. Randamentul de curent pentru cazul cînd se depun la catod, 0,162 g de nichel. Știm că:

$$\eta_C = g_p / g_t$$

$$g_p = 0{,}162 \,;\; g_t = 0{,}169 \,;\; \eta_C = 0{,}162/0{,}170 = 0{,}95\% \quad \eta_C = 0\,95\%$$

Problema nr. 217

Se supune la electroliză cu electrozi inerți 0,250 l soluție 0,7 n de sulfat de cupru. Ce produse și în ce cantități se separă la electrozi?

Rezolvare

$V = 0{,}250$ l $\qquad$ 1) $CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

$C = 0{,}7\ n$ $\qquad$ $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

$$(K^-)\ Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$$

$$(A^-)\ OH^- - e^- \rightarrow OH^0$$

$$2\ OH^0 \rightarrow H_2O + 1/2\ O_2$$

în soluție $2H^+ + SO_4^{2-} \leftrightarrows H_2SO_4$

Calculăm echivalentul gram al $CuSO_4$:

$$1\ E_g\ CuSO_4 = \frac{63{,}5 + 32 + 64}{2} = \frac{159{,}5}{2} \approx 80\ g$$

Calculăm cantitatea de sulfat de cupru ce se găsește dizolvată în cele 0,250 l soluție:

$$0{,}7\ n = 0{,}7 \cdot 80 = 56{,}0\ g\ CuSO_4$$

$$m\ CuSO_4 = 56\ g$$

Dacă la 1 l . . . . 56 g $CuSO_4$
0,250 l . . . . x g

$$x = 0{,}250 \cdot 56/1\ l = 14{,}0\ g\ CuSO_4$$

$$m\ CuSO_4/250\ ml = 14\ g$$

Calculăm cantitățile de Cu și O_2 care se obțin la electroliză :

160 g $CuSO_4$ . . . . 63,5 g Cu
14,0 g $CuSO_4$ . . . . x g Cu

$$x = \frac{14{,}0 \cdot 63{,}5}{160} = 889/160 = 5{,}55\ g\ Cu$$

$$m\ Cu = 5{,}55\ g \text{ și } m\ O_2 = 0{,}5\ l$$

Cu . . . . 1/2 O_2
63,54 11,21
5,55 x

$$x = \frac{5{,}55 \cdot 11{,}2}{63{,}54} = 0{,}5\ l$$

Problema nr. 218

Într-o baie de cromare în care se găsește soluția unei sări a ionului Cr^{3+} se introduce o placă de oțel cu dimensiunile 20×10 cm. Placa

se acoperă electrolitic cu un strat de crom, gros de 0,25 mm ($d = 6{,}98$ g/cm³). Știind că intensitatea de curent este de 0,2 A să se calculeze:

— cantitatea de crom depusă;
— timpul de electroliză

Rezolvare

Calculăm suprafața unei foi (placă):

$$S = L \cdot l = 20 \times 10 = 200 \text{ cm}^2$$

Știind că $d = 0{,}25$ mm $= 0{,}025$ cm, calculăm volumul ocupat de stratul de crom depus pe suprafața plăcii de oțel:

$$V = S_b \cdot I = S \cdot d = 200 \text{ cm}^2 \cdot 0{,}025 \text{ cm} = 2{,}5 \cdot 2 = 5 \text{ cm}^3$$

Calculăm masa de crom depusă pe suprafața plăcii:

$$m\,\text{Cr} = d \cdot V$$

$$d = 6{,}98 \text{ g/cm}^3 \text{ și } V = 5 \text{ cm}^3$$

$$m = 6{,}98 \text{ g/cm}^3 \cdot 5 \text{ cm}^3 = 34{,}9 \text{ g}$$

Calculăm cantitatea de electricitate consumată la electroliză pentru a se depune cele 34,9 g Cr:

$$96\,500 \text{ C} \cdots\cdots\cdots \cdot 17{,}33 \text{ g} \cdot 1\ E\ Cr^{3+}$$

$$x \text{ C} \cdots\cdots\cdots \cdot 34{,}9 \text{ g}$$

$$x = \frac{34{,}5 \cdot 96\,500}{17{,}3} = 192\,441 \text{ C}$$

Calculăm timpul de electroliză:

$$Q = I \cdot t;\ t = Q/I$$

$$t = \frac{192\,441}{0{,}2} = 962\,210 \text{ sec.} = 265{,}28 \text{ h}$$

Problema nr. 219

O cantitate de 0,74 g nichel se depune electrolitic folosind o soluție de sulfat de nichel. În această operație se consumă 2 450 C. Se cer următoarele:

— echivalentul chimic al nichelului;
— masa atomică;
— volumul ocupat de gazul degajat la anod la temperatura de 17°C și presiunea egală cu 1 atm.

Rezolvare

Procesul electrochimic din baia de electroliză este următorul:

$$NiSO_4 \rightleftarrows Ni^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$$
$$(K^-)\ Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni^0$$
$$(A^+)\ OH^- - 1e^- \rightarrow OH^0$$

— reacții secundare: $2\ OH^0 \rightarrow H_2O + 1/2\ O_2$
$2\ H^+ + SO_4^{2-} \leftrightarrows H_2SO_4$

Calculăm echivalentul nichelului, folosind următorul raționament:

2 450 C . . . . 0,74 g Ni
96 500 C . . . . E g

$$E = \frac{96\,500\ C \cdot 0,74\ g}{2\,450\ C} = \frac{193 \cdot 7,4}{49} = 29,1\ g$$

Calculăm masa atomică a nichelului, știind că:

$$E_{Ni} = A/2 = A = E_{Ni} \cdot 2 = 29 \cdot 2 = 58\ g$$

Pentru calculul volumului degajat la anod procedăm în felul următor:

$$PV = nRT;\ V = nRT/P$$

R = constanta gazelor = 0,082 l·atm/grd·mol
T = temperatura absolută = 300°K
n = nr. de moli de oxigen = m/M
Calculăm cantitatea de oxigen degajată la anod.

$$m = K \cdot Q;\ m = (1/F) \cdot (A/V) \cdot Q = (16/96\,500 \cdot 2) \cdot 2\,450$$
$$162\,450/96\,500 \cdot 2 = 0,20\ g$$

Numărul de n moli de oxigen degajat la anod este:

$$n = m/M = 0,20/32 = 0,0062\ moli$$

înlocuim în expresia pentru V și obținem:

$$V = (nRT)/P = \frac{0,006 \cdot 0,0082 \cdot 300}{1\ atm} = 0,6 \cdot 3 \cdot 0,082 = 0,1\,476\ l\ V = 0,15$$

Problema nr. 220

Se face electroliza unei soluții de clorură manganoasă într-o baie electrolitică străbătută de un curent de 2 A timp de 40′. Știind că ran-

damentul de curent este de 68% să se calculeze cantitatea de mangan depusă.

Rezolvare

Procesul electrochimic care are loc este următorul:

$$MnCl^2 \rightleftarrows Mn^{2+} + 2\ Cl^-$$
$$(K^-)\ Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn^0$$
$$(A^+)\ Cl^- - 1e^- \rightarrow 1/2\ Cl_2$$

Calculăm cantitatea de curent (electricitatea) consumată, dacă:

$$I = 2\ A\ ;\ t = 40''$$

$$Q = I \cdot t = 2\ A \cdot (40' \cdot 60'') = 80 \cdot 60\ A \cdot s = 4\ 800\ C$$

Calculăm cantitatea — teoretică — de Mn metalic obținut:

$$g_t = m = K \cdot I \cdot t$$

Deoarece K (echivalentul electrochimic) nu ni se dă, aplicăm o altă metodă.

$$E_{Mn}\ 2+ = \frac{A}{\text{valență}} = 55/2 = 27{,}5\ g$$

96 500 C	. . . .	27,5 g Mn^{2+}
4 800 C	. . . .	g_t Mn^{2+}

$$g_t = \frac{4\ 800 \cdot 27{,}5}{96\ 500} = \frac{1\ 320}{965} = 1{,}35\ g$$

Cunoscînd randamentul de curent, putem calcula cantitatea de Mn metalic depusă:

$$\eta_C = g_p/g_t\ ;\ g_p = \eta_c \cdot g_t$$
$$g_p = 0{,}68 \cdot 1{,}36 = 0{,}9248\ g$$
$$m_{Mn}\ 2^+\ \text{depus} = 0{,}9248\ g$$

Problema nr. 221

Prin electroliza a 150 kg soluție apoasă de clorură de sodiu cu concentrația de 30% se obțin mai multe produse. Se folosesc electrolizoare cu catod solid și diafragmă. Se cer următoarele:

1. Cantitatea de NaOH obținută, soluție 20%:
2. Volumul de clor degajat ;
3. Volumul de hidrogen degajat;
4. Cantitatea de soluție de acid clorhidric cu concentrația $2n$ ce se poate obține cu clorul de la punctul 2. Din instalație rezultă o soluție de HCl cu o concentrație de 20% în volume.

Rezolvare

La electroliza unei soluţii apoase de clorură de sodiu se obţine: NaOH, Cl_2 şi H_2.

1. Reacţiile electrochimice care au loc pot fi redate astfel:

— în soluţie apoasă clorura de sodiu este o sare complet disociată conform reacţiei:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

Apa disociază foarte puţin:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Aceşti ioni existenţi în soluţie sînt dirijaţi în cîmpul electrostatic dintre electrozi, spre electrozi, unde are loc neutralizarea lor:

(K^-) merg cationii Na^+ şi H^+

(catod)^0 $H^+ + 1e^- \rightarrow H^0$

$H^0 + H^0 \rightarrow H_2$

(A^+) $Cl^- - 1e^- \rightarrow Cl^0$

(anod) $Cl^0 + Cl^0 \rightarrow Cl_2$

Rămîn în soluţie ionii de Na^+ şi OH^- care formează hidroxidul de sodiu:

$$Na^+ + OH^- \rightarrow NaOH$$

Soluţia noastră supusă electrolizei are concentraţia procentuală de 30%. Calculăm cantitatea de NaCl conţinută de soluţia noastră.

Dacă 100 kg sol . . . . 30 kg sare
atunci 150 kg . . . . x kg

$$x = \frac{150 \cdot 30}{100} = 15 \cdot 3 = 45 \text{ kg sare}$$

Urmărind şirul reacţiilor chimice care au loc la electroliză, observăm că la 1 mol NaCl corespunde 1 mol NaOH. Ţinînd seama de acest lucru putem scrie că:

Dacă din 58,5 kg NaCl . . . . 40 kg NaOH
atunci din 45 . . . . y kg

$$y = (45 \cdot 40)/58,5 = 1\,800/58,5 = 30,76 \text{ kg NaOH}$$

Cantitatea de 30,76 kg NaOH se găseşte sub formă de soluţii, are concentraţia de 20%. Masa soluţiei de NaOH 20% se află astfel:

Dacă 100 kg sol	20 kg NaOH
atunci z kg	30.76 kg

$$z = \frac{30,76 \cdot 100}{20} = 30,76 \cdot 5 = 153,80 \text{ kg sol NaOH}$$

2. Un produs important, rezultat în urma electrolizei soluției de clorură de sodiu, este clorul. Urmărind reacțiile, observăm că la 1 mol NaCl corespunde 1/2 moli Cl_2;

Dacă din 58.5 kg NaCl	35.5 kg Cl_2
atunci din 45 kg	x kg

$$x = \frac{45 \cdot 35,5}{58,5} = 1\,597,5/58,5 = 27,3 \text{ kg } Cl_2$$

cantitatea de 27,3 kg Cl_2 trebuie transformată în m^3N.

$$V_m = 22,41 \text{ l}$$

ceea ce înseamnă că volumul ocupat de 1 mol de clor (71 g) în condiții normale de temperatură și presiune este egal cu 22,41 l.

71 g ocupă un volum de 22,41 l

$71 \cdot 1\,000$ g ocupă un volum de $22,41 \cdot 1\,000$ l

Dacă 71 kg	22,41 m^3
atunci 27,3 kg Cl_2	y m^3

$$y = \frac{27,3 \cdot 22,41}{71} = \frac{611,9}{71} = 8,6 \text{ m}^3$$

$$V_{Cl_2} = 8,6 \text{ m}^3 \text{ } Cl_2$$

3. Trebuie să calculăm volumul de hidrogen degajat în timpul electrolizei :

Dacă din 58,5 kg NaCl	11,2 m^3 H_2
atunci din 45 kg	z m^3

$$z = \frac{45 \cdot 11,2}{58,5} = 8,6 \text{ m}^3 \text{ } H_2$$

4. Cantitatea de clor de la punctul 2 se supune unor operații de transformare în HCl. Să presupunem că folosim procedeul de fabricare a acidului clorhidric prin sinteză. Reacția chimică de sinteză este:

$$H_2 + Cl_2 = 2\ HCl$$

Clorul obținut prin electroliza celor 150 kg soluție de concentrație 30%, ocupă un volum de 8,6 m^3 N, adică un volum de 8 600 l. Pentru

determinarea cantității de HCl ce se poate obține din această cantitate de clor, facem următorul calcul:

$$\begin{array}{l} \text{Dacă din } 22{,}4 \text{ l } Cl_2 \cdots\cdots\cdots 2 \cdot 22{,}4 \text{ l HCl} \\ \qquad\quad 8\,600 \text{ l } Cl_2 \cdots\cdots\cdots x \text{ l HCl} \\ \hline \end{array}$$

$$x = \frac{8\,600 \cdot 2 \cdot 22{,}4}{22{,}4} = 8\,600 \cdot 2 = 17\,200 \text{ l HCl}$$

Acidul clorhidric de mai sus se obține sub formă de soluție, care are concentrația procentuală de 20% (în volume). Volumul soluției astfel obținute va fi:

$$\begin{array}{l} \text{Dacă } 100 \text{ l soluție HCl} \cdots\cdots\cdots 20 \text{ l HCl} \\ \qquad\quad y \text{ l soluție HCl} \cdots\cdots\cdots 17\,200 \text{ l HCl} \\ \hline \end{array}$$

$$y = \frac{17\,200 \cdot 100}{20} = 17\,200 \cdot 5 = 86\,000 \text{ l soluție}$$

$$V_{\text{Soluție HCl 20\%}} = 86\,000 \text{ litri}$$

Am obținut o soluție de HCl cu concentrația de 20% în volume. Nouă ne trebuie o soluție de HCl cu concentrația 2 *n*. În cei 86 000 l soluție obținuți, cu concentrația de 20%, se găsesc dizolvați 17 200 l HCl gazos. Ținînd seama de faptul că 1 litru HCl gazos are masa de 2,45 g, facem următorul calcul:

$$\begin{array}{l} \text{Dacă 1 litru HCl gazos} \cdots\cdots\cdots 1{,}64 \text{ g} \\ \qquad 17\,200 \text{ l HCl gazos} \cdots\cdots\cdots x \text{ g} \\ \hline \end{array}$$

$$x = 17\,200 \cdot 1{,}64 \text{ g} = 28\,208 \text{ g HCl gazos} = 28{,}2 \text{ kg}$$

Calculăm normalitatea soluției de mai sus, pentru a ne da seama dacă este sau nu mai concentrată de 2 *n*. Avem, deci:

$$E_{HCl} = 36{,}5 \text{ g}$$

iar numărul de echivalenți, corespunzători celor 86 000 litri de soluție, se determină astfel:

$$n_E = \frac{28\,208}{36{,}5} = 774{,}3$$

$$n_E = 774{,}3$$

Numărul de 774,3 echivalenți gram HCl se găsesc dizolvați într-o cantitate de soluție HCl de 86 000 litri. Normalitatea este:

$$\frac{774{,}3}{86\,000} = 0{,}006 \text{ n}$$

Din acest calcul ne dăm seama că soluția noastră este foarte diluată. Pentru a o aduce la o concentrație de $2n$, trebuie să eliminăm o parte din apă. Volumul soluției $2n$ se găsește din ecuația :

$$\frac{774,3}{x} = 2\,n$$
$$774,3 = 2x$$
$$x = 774,3/2 = 387,5$$
$$V = 387,5$$

Problema nr. 222

Se face electroliza unei soluții de clorură de sodiu în care s-au dizolvat 1,17 kg clorură de natriu (NaCl).

Randamentul procesului fiind de 100%, să se arate ce alte substanțe se obțin și în ce cantități.

Rezolvare

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$
$$H_2O \rightleftarrows H^{+} + OH^{-}$$

Pentru electroliza soluțiilor apoase de clorură de sodiu (NaCl), se folosesc foarte des electrolizoarele cu catod solid și diafragmă sau electrolizoare cu catod lichid (din mercur).

Indiferent de tipul electrolizorului, reacțiile care au loc sînt :

$$(A^{+}) \quad Cl^{-} - 1\,e^{-} \rightarrow Cl^{0}$$
$$Cl^{0} + Cl^{0} \rightarrow Cl_2$$
$$(K^{-}) \quad H^{+} + 1\,e^{-} \rightarrow H^{0}$$
$$H^{0} + H^{0} \rightarrow H_2$$

Se degajă hidrogenul. În soluție au rămas ionii de Na^{+} și OH^{-}, și formează molecula de hidroxid de sodiu.

$$Na^{+} + OH^{-} \rightarrow Na^{+}OH^{-}$$

În urma procesului de electroliză a unei soluții apoase de clorură de sodiu, am obținut următoarele produse : H_2, Cl_2, NaOH.

Calculăm cantitatea de hidrogen rezultată, după relația :

Dacă din 58,5 kg NaCl . . . . 1 kg H_2
1,17 kg NaCl . . . . x kg H_2

$$x = 1,17 \cdot 1/58,5 = 0,02\ \text{kg}$$

Dacă din cantitatea de 58,5 kg NaCl . . 35,5 kg Cl_2
1,17 kg NaCl . . y kg Cl_2

$$y = 1,17 \cdot 35,5/58,5 = 0,7\ \text{kg}\ Cl_2$$

Un alt produs de bază care rezultă din procesul de electroliză, este hidroxidul de sodiu, numit și sodă caustică:

$$\begin{array}{ll} \text{Dacă din } 58{,}5 \text{ kg NaCl} \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot & 40 \text{ kg NaOH} \\ 1{,}17 \text{ kg NaCl} \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot & z \text{ kg NaOH} \\ \hline \end{array}$$

$$z = 1{,}17 \cdot 40/58{,}5 = 0{,}02 \cdot 40 = 0{,}8 \text{ kg NaOH}$$

În urma electrolizei, am obținut 0,02 kg H_2, 0,7 kg Cl_2 și 0,8 kg NaOH.

5.1. Disocierea electrolitică

Definiții: 1. Substanțele ale căror soluții sau topituri conduc curentul electric se numesc *electroliți*.

2. Transportul electricității de către soluții sau topituri se face datorită prezenței ionilor.

3. Atomi sau grupe de atomi care au primit sau cedat electroni, deci avînd o sarcină pozitivă sau negativă sînt *ioni*.

4. Fenomenul de desfacere a unui electrolit în ioni se numește disociație electrolitică.

6. Raportul dintre numărul de molecule disociate și numărul total de molecule dizolvate se numește grad de disociere, se notează cu alfa α. Electroliții se clasifică în: electroliți tari $\alpha > 0{,}5$, electroliți medii $\alpha = 0{,}5$; electroliți slabi $\alpha = 0{,}005$.

5.1.1. Disocierea electrolitică a apei. Noțiunea de pH.

Moleculele de apă pură disociază foarte puțin conform ecuației de mai jos.

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

sau

$$H_2O + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$$

Numim *p*H sau exponent al ionilor de hidrogen logaritmul negativ al concentrației ionilor de hidrogen dintr-o soluție:

$$pH = -\log H$$

Rezultă deci că pentru:

soluție acidă $pH < -\log 10^{-7}$
soluție bazică $pH > 7$
soluție neutră $pH = 7$

Dacă folosim expresia produsului ionic al apei, putem calcula concentrația unui ion cunoscînd-o pe cealaltă.

$$[H^+]\,[OH^-] = 10^{-14}\ ;\ [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}\ ;\ [OH^-] = -\frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

Problema nr. 223

Să se determine gradul de disociere pentru o soluție de acid acetic de concentrație 0,04 m, dacă constanta de disociere $K = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$.

Rezolvare

$C = 0.04$ m
$K = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$

Pentru soluții de electroliți slabi, constanta este dată de relația:

$$K_i = C \cdot \alpha^2\ ;\ \alpha^2 = K_i/C\ ;\ \alpha = \sqrt{K_i/C} =$$

$$= \sqrt{(1{,}76 \cdot 10^{-5})/0{,}04} = \sqrt{(1{,}76 \cdot 10^{-5})/(4 \cdot 10^{-2})} = \sqrt{(17{,}6 \cdot 10^{-4})/4} =$$

$$= \sqrt{4{,}4 \cdot 10^{-4}} \simeq 2{,}2 \cdot 10^{-2}$$

Problema nr. 224

Gradul de disociere al hidroxidului de amoniu este de 4% într-o soluție de $0{,}1 \cdot n$. Să se calculeze constanta de disociere a hidroxidului de amoniu.

Rezolvare

$\alpha = 4\% = 0{,}01$
$C = 0{,}1$ n

$$K_i = \frac{(c - \alpha^2)}{(1 - \alpha)} = \frac{0{,}1 \cdot 0{,}04}{1 - 0{,}001} = \frac{0{,}1 \cdot 0{,}0016}{0{,}96}$$

$K = 1{,}66 \cdot 10^{-4}$

Problema nr. 225

Ce volum dintr-o soluție de acid 0,5 *n* trebuie să se adauge la 10 ml soluție 0,1 *n* hidroxid pentru ca *p*H-ul să fie = 7 ?

Rezolvare

$C_1 = 0{,}5$ $\qquad pH = 7$
$V = 10$ ml $\qquad pH = -\log[H^+]$

$C_2 = 0{,}1\ n$ (bază) $\quad pH = -\log 10^{-7}$

$pH = 7 \quad\quad H^+ = 10^{-7}$ ioni g/l } soluție

$V_2 = 10$ ml $\quad\quad OH^- = 10^{-7}$ ioni g/l } neutră

$K_i = C\cdot\alpha^2 \quad\quad \alpha = H^+/C = 10^{-7}/0{,}5 = 10^{-7}/5\cdot10^{-1} = 10^{-6}\cdot(1/5) =$

$H^+ = C\cdot\alpha \quad\quad = 0{,}2\cdot10^{-6} = 2\cdot10^{-1}\cdot10^{-6} = 2\cdot10^{-7}$

$K_i = C\cdot\alpha^2 = 0{,}5(2\cdot10^{-7}) = 0{,}5\cdot4\cdot10^{-14} = 2\cdot10^{-14}$

$OH^- = H^+ = 10^{-7}$ (la echilibru) ; $OH^- = C_2\cdot\alpha$

$\alpha = (OH^-)/C_2 = 10^{-7}/0{,}1 = 10^{-7}/(1\cdot10^{-1}) = 10^{-6}\cdot1$

Deci am obținut $\alpha_1 = 2\cdot10^{-7}$

$\alpha_2 = 1\cdot10^{-6}$

$V_1/2 = \alpha_1/\alpha_2$; $V_1/10 = (2\cdot10^{-7})/1$; $V_1 = 2\cdot10^{+1}\cdot10^{-1} = 2$ ml

$\alpha_1/\alpha_2 = (2\cdot10^{-6})/(1\cdot10^{-6})$; $\alpha_1/\alpha_2 = 2$.

Problema nr. 226

O moleculă gram de substanță AB este dizolvată în V l de soluție. Se cere să se calculeze constanta de ionizare K_i, știind că gradul de disociere este α.

Rezolvare

$K_i = ?$ $\quad\quad AB \rightleftarrows A^+ + B^-$

1 mol subst. AB $\quad$ Dar (nr. mol. disociate)/(nr. total mol diz.)

V l soluție $\quad\quad \alpha$ = grad de disociație

$AB = 1 - \alpha$ $\quad$ și $[A^-] = [B^+] = \alpha$

iar concentrațiile componenților pe litru, vor fi egale cu :

$$[A^-] = \frac{\alpha}{V};\quad [B^+] = \frac{\alpha}{V};\ AB = \frac{1-\alpha}{V}$$

Aplicăm legea echilibrului chimic ecuației de mai sus :

$$K_i = \frac{[A]\cdot[B]}{[AB]} = \frac{(\alpha/V)\cdot(\alpha/V)}{\frac{1-\alpha}{V}} = \frac{\alpha^2/V}{(1-\alpha)} = (\alpha^2/V)\cdot(1-\alpha) = C\cdot\alpha^2/(1-\alpha)$$

Această relație ne arată că în cazul electroliților slabi, gradul de disociere variază invers proporțional cu diluția. În cazul electroli-

ţilor slabi, este 0,05 iar (1 — 0,05) este aproximativ egal cu 1, deci relaţia de mai sus devine:

$$K_i = C \cdot \alpha^2$$

Problema nr. 227

Într-o soluţie de acid acetic 0,1 *n*, gradul de disociere a acidului acetic este de 0,0132.

La ce concentraţie, gradul de disociere a acidului acetic va deveni 0,92 ?

Rezolvare

1. $K_i = \alpha^2 \cdot C/(1 - \alpha) = 0{,}0132^2 \cdot 0{,}1/(1 - 0{,}0132)$
   $K_i = 0{,}1(0{,}0132)^2/1 = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$

2. $K_i = \alpha^2 \cdot C/(1 - \alpha)$
   $1{,}74 \cdot 10^{-5} = (0{,}92)^2 \cdot C/(1 - 0{,}92)$
   $C = 1{,}74 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}08/0{,}8464 = 0{,}167 \cdot 10^{-5}$

Problema nr. 228

Avem o soluţie de acid acetic cu normalitatea de 0,2 şi volumul de 300 ml, pentru care $K_i = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$. Să se calculeze cîtă apă trebuie adăugată soluţiei pentru ca gradul de disociere să se dubleze.

Rezolvare

$V = 300$ ml soluţie $K_i = C\alpha^2$
$C = 0{,}2\ n$ $\alpha = K_i/C$
$K_i = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ $\alpha = \sqrt{K_i/C}$
$1 \xrightarrow{\alpha} 2$

1. Calculăm gradul de disociere pentru cazul cînd:

$$C = 0{,}2\ ;\ K_i = 1{,}8 \cdot 10^{-5}\ ;\ K_i = C \cdot \alpha^2\ ;\ \alpha^2 = K_i/C$$

$$\alpha = \sqrt{K_i/C} = \sqrt{(1{,}8 \cdot 10^{-5})/0{,}2} = \sqrt{9 \cdot 10^{-5}} = 3\sqrt{10^{-5}}$$

2. Deoarece adăugăm apă pînă la dublarea gradului de disociere, acesta este:

$$\alpha = 3 \cdot \sqrt{10^{-5}} \cdot 2 = 6 \cdot \sqrt{10^{-5}}$$

În concluzie, pentru noul caz avem : $\alpha = 6 \cdot \sqrt{10^{-5}}$
C' = noua concentrație obținută prin diluarea soluției de 0,2 *n*.

$$K_i = C'\alpha^2 \; ; \; C' = K_i/\alpha^2$$

$$C' = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{(6 \cdot 10^{-5})^2} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{6^2 \cdot (\sqrt{10^{-5}})^2} = \frac{1,8}{36} = 18/360 = 0,1 \; n.$$

$C' = 0,1\, n$ = noua concentrație a soluției de acid acetic, după adăugarea apei distilate.

3. Dacă facem raportul C/C' vedem de cîte ori trebuie să scadem concentrația :

$$C/C' = 0,2/0,1 = 2/1 = 2 \text{ ori}$$

Concentrația trebuie să scadă de 2 ori, adică 2·300 ml = 600 ml. 600 ml soluție diluată — 300 ml soluție concentrată = 300 ml apă distilată adăugată pentru a dubla gradul de disociere.

Problema nr. 229

Știind că o soluție de acid acetic are molaritatea de 0,04, iar constanta de disociere $K = 1,76 \cdot 10^{-5}$, să se calculeze gradul de disociere.

Rezolvare

$C = 0,04$ m
$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
$\alpha = ?$

Știm că pentru soluții de electroliți slabi, formula constantei este dată de relația :

$$K_i = C \cdot \alpha^2 \; ; \; \alpha^2 = K_i/C \; ; \; \alpha = \sqrt{K_i/C} =$$

$$= \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{0,04}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{4 \cdot 10^{-2}}} = \sqrt{\frac{17,6 \cdot 10^{-6}}{4 \cdot 10^{-2}}} = \sqrt{\frac{17,6 \cdot 10^{-4}}{4}} = \sqrt{4,4 \cdot 10^{-4}}$$

$$\alpha \simeq 2,09 \cdot 10^{-2}$$

Problema nr. 230

Determinați gradul de disociere aparent al acidului acetic de concentrație 0,2 *n*, știind că $K_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Rezolvare

Se determină concentrațiile ionilor la echilibru. Ele sînt egale cu $1,9 \cdot 10^{-3}$ ioni g/l. Se calculează gradul de disociere :

$$\alpha = 1,9 \cdot 10^{-3}/0,2 = 0,95\%$$

Problema nr. 231

La un volum de 10 ml soluție de hidroxid slab, cu normalitatea 0,1 n trebuie să corectăm pH-ul și să-l aducem la valoarea 7.

Calculați numărul de mililitri care trebuie adăugați, dintr-o soluție de acid 0,5 n.

Rezolvare

$C_1 = 0,5$ n	$pH = 7$
$V_2 = 10$ l	$pH = -\log[H^+]$
$C_2 = 0,1$ bază	$pH = -\log 10^{-7}$
$pH = 7$	$[H^+] = 10^{-7}$ ioni g/l } soluție neutră
$V_1 = ?$	$[OH^-] = 10^{-7}$ ioni g/l } soluție neutră

$K_i = C \cdot \alpha^2$

$H^+ = C_1 \cdot \alpha_1$

$$\alpha_1 = [H^+]/C_2 = 10^{-7}/0,5 = 10^{-7}/(5 \cdot 10^{-1}) = (1/5) \cdot 10^{-6} = 0,2 \cdot 10^{-6} = (2 \cdot 10^{-1}) \cdot 10^{-6} = 2 \cdot 10^{-7}$$

$$K_i \; C \cdot \alpha_1^2 = 0,5(2 \cdot 10^{-7})^2 = 0,5 \cdot 4 \cdot 10^{-14} = 2 \cdot 10^{-14}$$

$[OH^-] = [H^+] = 10^{-7}$ (la echilibru); $[OH^-] = C_2 \cdot \alpha_2$

$$\alpha_2 = [OH^-]/C_2 = 10^{-7}/0,1 = 10^{-7}/(1 \cdot 10^{-1}) = 10^{-6}/1 = 1 \cdot 10^{-6}$$

$$\alpha_1 = 2 \cdot 10^{-7} \text{ și } \alpha_2 = 1 \cdot 10^{-6}$$

$$\frac{V_1}{V_2} - \frac{\alpha_1}{\alpha_2}; \quad \frac{V_1}{10} - \frac{2 \cdot 10^{-1}}{1}; V_1 = 2 \cdot 10^{+1} \cdot 10^{-1} = 2 \text{ ml}$$

$$\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{2 \cdot 10^{-7}}{1 \cdot 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-1}$$

$V_{adaus} = 2$ ml

Problema nr. 232

Considerînd disocierea acidului clorhidric completă, calculați pH-ul unei soluții ce conține într-un litru 0,91 g HCl.

Rezolvare

$$E_{HCl} = 36,5 \text{ g}; \; n_E \text{ HCl} = m_{HCl}/E_{HCl} = 0,91/36,5 = 0,025$$

1 litru soluție · · · · · 0,91 g HCl · · · · · · 0,025 n

$$C = 0{,}025\ \text{n}\ ;\ V = 1\,000\ \text{ml}\ ;\ pH = -\log\,[H^+]\ ;\ [H^+] = C$$

$$\alpha = \frac{\text{numărul de molecule disociate}}{\text{numărul total de molecule dizlocate}} = n_1/n_2$$

$$n_1 = n_2\ ;\ \alpha = 1$$

$$[H^+] = C\cdot\alpha\ ;\ [H^+] = 0{,}025\cdot 1\ ;\ [H^+] = 0{,}025$$

$$pH = -\log\,[H^+] = -\log\,0{,}025 = -\log\,(25/1000 = -$$

$$-(\log 25 - \log\cdot 1\,000) = +\log 1\,000 - \log 25 = 3 - 1{,}39 = 1{,}61$$

$$[H^+] = 0{,}025 pH = 1{,}61$$

Problema nr. 233

Pentru ca pH-ul unei soluții să crească cu două unități, de cîte ori trebuie să crească concentrația ionilor de H^+ ?

Rezolvare

$pH = -\log[H^+]$; $[H^+]$ = concentrația ionilor de hidrogen

$pH = -\log\,[H^+]\ ;\ pH' = pH + 2$

$-\log\,[H^+] = -\log\ [H^+] + 2$

Exemplu :

$[H^+] = 10^{-6}$ ioni g/l ; $pH = -\log\,[H^+] = -\log 10^{-6} = 6$

$$pH = 6$$

$pH' = pH + 2 = 8\ ;\ pH' = -\log\,[H^+] = -\log 10^{-8} = 8$

$[H^+]$ trebuie să crească de 100 de ori.

6. PROBLEME GENERALE

Problema nr. 234

Se fabrică 12 tone de acetonă prin descompunerea termică a acetatului de calciu. Se folosește ca materie primă pe de o parte piatra de var cu o puritate de 90%, iar pe de altă parte metanul care se transformă în acetilenă în proporție de 70%. Se cere:

a) Să se scrie ecuațiile reacțiilor chimice;

b) Cantitatea de piatră de var necesară în fabricație, exprimată în kilograme;

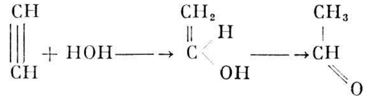
c) Volumul de metan în m^3, în condiții normale de temperatură, presiune, necesar fabricației.

Rezolvare

a) Pentru fabricarea acetonei se folosește piatra de var și metan. Piatra de var are o puritate de 90%, iar gazul metan folosit se transformă în acetilenă numai 70%.

Ecuațiile reacțiilor chimice sînt următoarele:

$$2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3\,H_2 \qquad (1)$$



(2)

(acetilenă + apă) enol aldehidă acetică

$$CH_3-C\begin{matrix} /\!\!/ O \\ \backslash H \end{matrix} + 1/2\ O_2 \longrightarrow CH_3-COOH \qquad (3)$$

aldehidă acetică acid acetic

$$CaCO_3 \xrightarrow{1200°C} CaO + CO_2 \qquad (4)$$

carbonat de calciu oxid de calciu

$$2\ CH_3COOH + Ca(OH)_2 \longrightarrow (CH_3COO)_2Ca + 2\ H_2O \quad (5)$$

$$Ca(CH_3COO)_2 \xrightarrow{t°C} \underset{\text{(acetonă)}}{CH_3 - CO - CH_3} + CaCO_3 \quad (6)$$

b) Piatra de var utilizată conține 90% $CaCO_3$, restul de 10% este format din impurități.

Trebuie să calculăm cantitatea de piatră de var exprimată în kilograme, necesară obținerii celor 12 tone de acetonă.

Pentru determinarea cantității de piatră de var cu puritatea de 90% facem calcule începînd de la acetonă spre $CaCO_3$, adică în sens nvers desfășurării reacțiilor chimice:

Dacă 58 kg acetonă · · · · 158 kg acetat de calciu
atunci 12 000 kg · · · · · · x kg

$x = (12\,000{,}158)/58 = 32\,689{,}65$ kg acetat de calciu

Din ecuațiile reacțiilor chimice observăm că la 1 mol de acetat de calciu corespunde 1 mol de hidroxid de calciu. Ținînd seama de aceasta calculăm cantitatea de hidroxid de calciu necesară obținerii celor 32 689,65 kg acetat de calciu.

Dacă din 74 kg hidroxid de calciu · · · 158 kg acetat
atunci din y kg · · · · · · · · · · · 32 689,65 kg

$y = (32\,689{,}65 \cdot 74)/158 = (2 \cdot 419 \cdot 034{,}10)\ 158 =$

$= = 15\,310{,}34$ kg hidroxid de calciu

Din ecuațiile reacțiilor 4 și 5 observăm că la 1 mol de $Ca(OH)_2$ corespunde 1 mol $CaCO_3$ 100% puritate. Determinăm cantitatea de $CaCO_3$ necesară obținerii celor 15 310,34 kg $Ca(OH)_2$:

Dacă din 100 kg $CaCO_3$ · · · · · · · 74 kg $Ca(OH)_2$
atunci din z kg · · · · · · · · · · · 15 310,34 kg

$$z = \frac{15\,310{,}34 \cdot 100}{74} = 20\,689{,}64 \text{ kg } CaCO_3\ 100\%$$

Piatra de var adusă la cuptor are puritatea de 90%. Vom calcula cantitatea de piatră de var impurificată:

Dacă la 100 kg piatră · · · · · · · · · 90 kg $CaCO_3$
atunci la m kg · · · · · · · · · · · · 20 689,64 kg

$$m = \frac{20\,689{,}64 \cdot 100}{90} = 22\,988{,}44 \text{ kg piatră var}$$

c) Pentru fabricarea celor 12 t acetonă se folosește și gazul metan. Se cere să calculăm volumul de metan, măsurat în condiții normale de temperatură și presiune, utilizat. Pentru fabricarea acetonei se calcinează acetatul de calciu. La rîndul său acetatul de calciu se obține din acidul acetic și hidroxidul de calciu. Pentru obținerea acetonei s-au folosit 32 689,65 kg acetat de calciu. Cantitatea de acid acetic din care s-a obținut acetatul se calculează astfel:

Dacă 158 kg acetat Ca . . . . . 2·60 kg acid acetic
atunci 32 689,65 kg . . . . x kg

$$x=\frac{32\,689{,}65\cdot 2\cdot 60}{158}=\frac{32\,689{,}65\cdot 120}{158}=24\,827{,}58 \text{ kg acid}$$

Dacă din 26 kg C_2H_2 . . . . 60 kg acid acetic
atunci din y kg . . . . ·24 827,58 kg

$$y=\frac{24\,827{,}58\cdot 26}{60}=\frac{24\,827{,}58\cdot 13}{30}=10\,758{,}60 \text{ kg } C_2H_2$$

Pentru obținerea acestei cantități de acetilenă s-a consumat gazul metan; transformat în acetilenă reprezintă 70% din cantitatea inițială a gazului luat în proces:

Dacă 26 kg C_2H_2 . . . . 2·16 kg CH_4
atunci 10 758,60 kg . . . . z kg

$$z=\frac{10\,758{,}60\cdot 2\cdot 16}{26}=10\,758{,}5\cdot 1{,}23=13\,241{,}35 \text{ kg}$$

Cantitatea de z kg transformată, reprezintă 70% din cantitatea de gaz metan luată în proces.

În concluzie, randamentul de transformare este de 0,7. Dacă notăm cu:

R = randamentul
z = masa de CH_4 transformat
m = masa de CH_4 luat în proces

vom putea scrie că:

$R = z/m$; $R = 70\% = 0{,}7$; $z/m = 0{,}7$
$z = 13\,233{,}07$
$m = 13\,241{,}35/0{,}7 = 18\,916{,}2$

Trebuie să exprimăm volumul gazului metan utilizat în m³N și nu în kilograme.

Pentru aceasta vom calcula densitatea gazului metan :

$$d_{CH_4} = mol/V_m = 16/22,41 = 0,713 \ g/l$$

$$1 \ l \ CH_4 = 1 \ m^3N = 713 \ g = 0,713 \ kg$$

$$d_{CH_4} = 0,713 \ kg/m^3N$$

Pentru calculul volumului de gaz metan folosim mai departe relația :

$$V = m/d = 18\,916,2 \cdot 0,713 = 2\,653,44 \ m^3N$$

$$V = 2\,653,44 \ m^3N$$

Problema nr. 235

Din calcar cu puritate de 90% și cărbune 6% steril s-au fabricat 3,2 tone de aldehidă acetică, cu un randament de 80%. Din cantitatea totală de aldehidă acetică 60% se oxidează la acid acetic cu un randament de 92% și se absoarbe într-o soluție de hidroxid de calciu 1,1% iar restul de 40% se hidrogenează la alcool etilic.

Se cere :
a) să se scrie ecuațiile chimice ale reacțiilor ;
b) să se afle cantitatea de calcar și cărbune intrate în reacție, în kilograme ;
c) să se afle cantitatea de acid acetic obținută în kilograme ;
d) să se afle cantitatea de soluție de hidroxid de calciu 1,1%, necesară pentru absorbție, în kilograme ;
e) să se afle cantitatea de alcool etilic în litri și cea de hidrogen în m³ (în condiții normale).

Rezolvare

a. Pentru fabricarea aldehidei acetice se pleacă de la calcar cu puritatea de 90% și de la cărbuni sterili cu o puritate de 94%. Reacțiile chimice care au loc sînt :

1. $CaCO_3 \xrightarrow{t°C} CaO + CO_2$

2. $CaO + 3\,C \longrightarrow CaC_2 + CO$

3. $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

4. $C_2H_2 + H_2O \xrightarrow{Kucerov} CH_2{=}CH{-}OH \rightarrow CH_3{-}CH{=}O$

(structură: $CH_2 = CH - OH$ → $CH_3 - C(=O) - H$)

5. $CH_3 - C\begin{smallmatrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{smallmatrix} + 1/2\ O_2 \rightarrow CH_3 - COOH$

6. $2CH_3 - COOH + Ca(OH)_2 \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + 2\ H_2O$

7. $CH_3 - CHO + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_2 - OH$
etanol

b. În cadrul acestui punct se cere să calculăm cantitatea de calcar (90%) și cantitatea de cărbune (6% steril deci 94% puritate) — folosite pentru obținerea celor 3,2 tone de aldehidă acetică.

Din proces s-au obținut 3,2 tone aldehidă acetică cu un randament de 80%. Dacă notăm cu : R = randamentul = 80%.

m_t = produsul obținut teoretic··· ?

m_p = produsul obținut practic··· = 3,2 t = 3200 kg

$$R = m_p/m_t \text{ de unde } m_t = m_p/R$$

Înlocuind valorile avem :

$$m_t = 3200/0{,}8 = 32\,000/8 = 4\,000 \text{ kg aldehidă acetică}$$

În concluzie, în proces se introduce piatră de var și cărbune pentru 4 000 kg aldehidă acetică. Mergem cu calculele de la reacția 4 spre 1

Dacă 44 kg aldehidă acetică · · · · · · 26 kg C_2H_2
atunci 4 000 kg · · · · · · · · · · · · · x kg

$$x = \frac{4\,000 \cdot 26}{44} = 26\,000/11 = 2\,363{,}63 \text{ kg acetilenă}$$

Această cantitate de acetilenă se obține la rîndul ei din CaC_2 și apă :

Dacă 26 kg C_2H_2 · · · · · · · · · · · · 64 kg CaC_2
atunci 2 363,63 kg · · · · · · · · · · · y kg CaC_2

$$y = \frac{2\,363{,}63 \cdot 64}{26} = \frac{75\,635{,}2}{13} = 5\,818{,}1 \text{ kg } CaC_2$$

Carbura de calciu se obține din oxidul de calciu și cărbune. Oxidul de calciu se obține din piatra de var, prin calcinarea acesteia la 1 200°C.

Dacă 64 kg CaC_2 · · · · · · · · · · 100 kg $CaCO_3$
atunci 5 818,1 kg · · · · · · · · · · z kg

$$z = \frac{5\,818{,}1 \cdot 100}{64} = \frac{3\,818{,}1 \cdot 50}{32} = \frac{145\,452{,}5}{16} = 9\,090{,}7 \text{ kg}$$

În cuptor introducem carbonat de calciu cu puritatea de 90% în care se găsesc cele 9 090,7 kg carbonat pur :

Dacă 90 kg $CaCO_3$ · · · · · · · · · · · 100 kg calcar
atunci cele 9 090,7 kg · · · · · · · · · m kg

$$m = \frac{9090{,}7 \cdot 100}{90} = 10\,101 \text{ kg calcar}$$

În cadrul acestui punct, trebuie să calculăm şi cantitatea de cărbune steril, deci cu o puritate de 94% care se foloseşte în procesul de sinteză al aldehidei acetice. Cunoaştem faptul că intermediar, s-au obţinut 5 018,1 kg CaC_2.

Dacă din 3·12 kg cărbune · · · · · · · 64 kg CaC_2
atunci din x kg · · · · · · · · · · · · · 5 818,1 kg

$$x = \frac{5818{,}1 \cdot 12 \cdot 3}{64} = \frac{5818{,}1 \cdot 9}{16} = 3\,272{,}6 \text{ kg}$$

Cărbunele utilizat conţine 6% steril, adică are o puritate de 94%. Cantitatea de cărbune impurificată **va fi** egală cu:

Dacă 94 kg C · · · · · · · · · · · · · 100 kg cărbune
atunci 3 272,6 kg · · · · · · · · · · y kg

$$y = \frac{3\,272{,}6 \cdot 100}{94} = 3\,481{,}4 \text{ kg}$$

c) **Din** cantitatea totală de aldehidă acetică, 60% se oxidează la acid acetic. Trebuie să calculăm cantitatea de acid acetic obţinută. Cantitatea de aldehidă acetică supusă oxidării este egală cu:

$$3\,200 \cdot (60/100) = 32 \cdot 60 = 1\,920 \text{ kg}$$

Dacă din 44 kg aldehidă · · · · · 60 kg acid acetic
atunci din 1 920 kg · · · · · · · · x kg acid

$$x = \frac{1\,920 \cdot 60}{44} = \frac{28\,800}{11} = 2\,618{,}1 \text{ kg acid acetic}$$

Randamentul de oxidare nu este de 10% ci de 92%.

$$R = m_p/m_t\,; \quad m_y = R \cdot m_t = 0{,}92 \cdot 1\,920 = 1\,766{,}4 \text{ kg}$$

Din cele 1 920 kg aldehidă acetică se oxidează la acid acetic numai 1 766,4 kg:

Dacă din 44 kg aldehidă · · · · · 60 kg acid acetic
atunci din 1 766,4 kg · · · · · · · y kg acid

$$y = \frac{1\,766{,}4 \cdot 60}{44} = 2\,408{,}7 \text{ kg}$$

d) Acidul acetic obținut mai sus se absoarbe într-o soluție de hidroxid de calciu 1,1%. Se cere să calculăm cantitatea de $Ca(OH)_2$ necesară pentru a absorbi cele 2 408,7 kg acid acetic. Determinăm mai întîi $Ca(OH)_2$ ce reacționează cu acidul acetic.

Dacă 74 kg $Ca(OH)_2$ . . . . 2·60 kg acid
atunci x kg . . . . 2 408,7 kg

$$x = \frac{2\,408{,}7 \cdot 74}{2 \cdot 60} = 1\,485{,}3 \text{ kg } Ca(OH)_2$$

Cantitatea de 1 485,3 kg $Ca(OH_2$ se găsește în soluția pentru absorbit acidul acetic, într-o concentrație de 1,1% :

Dacă 100 kg . . . . ,11 kg Ca (OH)$_2$
atunci y kg soluție . . . . . . ·1 485,3 kg

$$y = \frac{1485{,}3 \cdot 100}{1{,}1} = 135\,027{,}2 \text{ kg soluție}$$

e) Restul de 40% din aldehida acetică obținută se hidrogenează la alcool etilic. Trebuie să calculăm cantitatea de alcool etilic în litri iar cea de hidrogen în m³, în condiții normale de temperatură și presiune. Cantitatea de aldehidă acetică supusă hidrogenării este egală cu :

$$3\,200 \cdot (40/100) = 32 \cdot 40 = 1\,280 \text{ kg}$$

Cantitatea de aldehidă care se supune hidrogenării o putem calcula și în alt mod. Scădem din cantitatea inițială de aldehidă acetică cantitatea de aldehidă care se oxidează la acid acetic. Rămîne cantitatea de aldehidă care se supune hidrogenării :

$$3\,200 - 1\,920 = 1\,280 \text{ kg}$$

Ecuația reacției de hidrogenare este :

$$CH_3 - C\begin{matrix} O \\ \\ H \end{matrix} + H_2 - CH_3 - CH_2 - OH$$

Dacă din 44 kg CH_3CHO . . . . . ·46 kg CH_3CH_2OH
atunci din 1 280 kg . . . . x kg

$$x = \frac{1\,280 \cdot 46}{44} = \frac{1\,4720}{11} = 1\,338 \text{ kg}$$

Mai departe, pentru a obține volumul de alcool etilic, folosim relația :

$$V = m/d$$

$$m = 1\,338 \text{ kg}; \; d = 0{,}8 \text{ g/cm}^3 = 0{,}8 \text{ kg/l}$$

$$V = 1\,338/0{,}8 = 1\,672{,}5 \text{ l alcool}$$

Pentru a afla volumul de hidrogen utilizat la hidrogenare, procedăm astfel:

Dacă 44 kg etanol . . . . 22,4 l H_2
atunci 1 280 kg . . . . x l H_2

$$x = \frac{1\,280 \cdot 22\,410}{44} = 651\,927{,}2 \text{ l} = 651{,}92 \text{ m}^3 \text{ H}_2$$

Problema nr. 236

Prin arderea a 60 kg cărbune în a cărui compoziție se găsește și sulf, s-au obținut 120 m³ gaze în condiții normale de temperatură și presiune, cu un conținut de 1% SO_2. Se cere să se calculeze:

a) Procentul de sulf din cărbune;

b) Cantitatea de oxigen în kg, consumată de sulful conținut în 15 tone de cărbune, dacă randamentul de transformare a sulfului în acid sulfuric este de 85%.

Rezolvare

a) Cărbunele arde, proces în urma căruia rezultă un amestec gazos ce cuprinde CO_2, SO_2 N_2 etc. Ecuațiile de ardere sînt:

$$C + O_2 = CO_2$$
$$S + O_2 = SO_2$$

S-a presupus că arderea este completă, iar volumul de 120 m³ de gaze rezultate din ardere a fost măsurat în condiții normale de temperatură și presiune (0°C și 760 mm col Hg).

Amestecul de gaze conține 1% SO_2 în cei 120 m³ de gaze, deci vom avea o cantitate egală cu:

$$\frac{120 \cdot 1}{100} = 1{,}2 \text{m}^3 \text{ SO}_2$$

Pe de altă parte știm că:

$$1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ l deci } 1{,}2 \text{ m}^3 = 1\,200 \text{ l}$$

Volumul ocupat în condiții normale de temperatură și presiune de orice mol de gaz se numește volum molar și este egal cu 22,41 l. În cei 1 200 l SO_2 avem un număr de moli de SO_2 egal cu:

$$1\,200/22{,}41 = 750/14 = 53{,}5 \text{ moli}$$

Am aflat numărul de moli de SO_2 cu relația $n = V/V_m = 1\,200/22{,}4$. Dar un mol de $SO_2 = 64$ g, de aceea 53,5 moli vor avea masa egală cu:

$$64 \cdot 53{,}5 = 3\,428{,}5 \text{ g SO}_2$$

Calculăm cantitatea de sulf care se găsește în cele 3 520 g SO_2:

Dacă 64 g SO_2 · · · · · · · · · · · · · · ·	32 g S
atunci 3 428,5 g · · · · · · · · · · · · · ·	x g

$$x = \frac{3\,428{,}5 \cdot 32}{64} = 1\,714{,}2 \text{ g}$$

$$m_S = 1\,714{,}2 \text{ g}$$

Această cantitate de sulf provine din cărbunele ce are masa de 60 kg. Conținutul procentual de sulf din cărbune este:

Dacă 60 kg cărbune · · · · · · · · · · ·	1,714 kg S
atunci 100 kg · · · · · · · · · · · · · ·	y kg

$$y = \frac{100 \cdot 1{,}714}{60} = 2{,}85\% \text{ S}$$

b) Randamentul de transformare a sulfului în acid sulfuric este de 85%. Ecuațiile reacțiile chimice de obținere a acidului sulfuric sînt:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$
$$SO_2 + 1/2O_2 \rightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Pentru fabricarea acidului sulfuric se folosește sulful conținut de 15 t. Deoarece conținutul procentual de sulf în cărbune este de 2,85%, cantitatea de sulf din cele 15 t este egală cu:

Dacă 100 kg C · · · · · · · · · · · ·	2,85 kg sulf
atunci 15 000 kg cărbune · · · · · · ·	x kg

$$x = \frac{15\,000 \cdot 2{,}85}{100} = 428{,}5 \text{ kg sulf}$$

Randamentul de transformare a sulfului în acid sulfuric este de 85%:

$$R = m_r/m_t, \text{ de unde } m_r = R \cdot m_t$$

prin înlocuire avem:

$$m_r = 0{,}85 \cdot 428{,}5 \quad 364{,}2 \text{ kg sulf}$$

În acid sulfuric se transformă numai 364,2 kg. Mai întîi se obține SO_2 apoi SO_3.

Dacă 32 g sulf · · · · · · · · · · · · · ·	48 g O_2
atunci 364,2 kg · · · · · · · · · · · · · ·	y kg O_2

$$y = \frac{364{,}2 \cdot 48}{32} = \frac{17\,481{,}6}{32} = 546{,}3 \text{ kg Oxigen}$$

Problema nr. 237

Se fabrică 50 kmoli H_2 prin patru metode diferite:

a) Prin electroliza apei H_2 se folosește la fabricarea amoniacului;

b) Prin acțiunea vaporilor de apă asupra fierului incandescent, H_2 se folosește la fabricarea acidului clorhidric;

c) Descompunerea termică a CH_4, hidrogenul de folosește la fabricarea CH_3OH;

d) Prin acțiunea vaporilor de apă asupra cărbunelui incandescent (gaz de apă).

Se cere:

1. Să se scrie ecuațiile reacțiilor respective;
2. Greutatea soluției 31,3% HNO_3 care neutralizează NH_3 obținut la punctul „a" și conținutul procentual în azot al sării obținute;
3. Numărul de kmoli HCl fabricat;
4. Numărul de l CH_3OH ($d = 0,8$ g/cm³) obținut la punctul „c" și cantitatea de cărbune 25% steril care produce prin ardere CO necesar;
5. Cantitatea de Fe_2O_3 (kg și kmoli) ce se poate reduce cu H_2 fabricat și cantitatea de Fe (kg) rezultat;
6. Exemplificați prin ecuații cîte trei utilizări industriale ale hidrogenului, în chimia organică și anorganică.

Rezolvare

1. Se fabrică hidrogenul prin metodele indicate și se cere să scriem ecuațiile acestor reacții chimice:

a. Apa disociază astfel:

$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$$

la anod (+) merg anionii OH^-:

$$OH^- - 1e \rightarrow OH^0$$
$$OH^0 + OH^0 \rightarrow H_2O + O$$
$$O + O \rightarrow O_2$$

la catod (—) merg cationii H^+;

$$H^+ + 1e^- \rightarrow H^0$$
$$H^0 + H^0 \rightarrow H_2$$

Prin electroliza apei am obținut la anod oxigen, iar la catod hidrogen. Hidrogenul obținut prin această metodă se folosește la fabricarea amoniacului:

$$N_2 + 3\,H_2 \leftrightarrows 2\,NH_3$$

b) $3\ Fe + 4\ H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4\ H_2$

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$

c) $CH_4 \rightarrow C + 2\ H_2$

$CO + H_2 \rightarrow CH_3OH$

d) $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$

2. Hidrogenul obținut la electroliza apei (50 kmoli) se folosește la fabricarea amoniacului. Amoniacul obținut se neutralizează cu o soluție de HNO_3 31,5%. Calculăm cantitatea de amoniac obținută cu cei 50 kmoli de hidrogen:

$$N_2 + 3H_2 = 2\ NH_3$$

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$$

$$50 \text{ kmoli } H_2 = 50 \cdot 000 \text{ moli} = 50 \cdot 000 \cdot 2 \text{ g} = 100 \text{ kg}$$

Masa hidrogenului folosit pentru sinteza amoniacului este egală cu: 100 kg:

Dacă din $3 \cdot 2$ g H_2 . . . . $2 \cdot 17$ g NH_3
atunci din 100 000 g H_2 . . . . x g

$$x = \frac{100\,000 \cdot 2{,}17}{2 \cdot 3} = 566\,666{,}6 \text{ g} = 566{,}66 \text{ kg amoniac}$$

Amoniacul obținut este absorbit într-o soluție de HNO_3 cu o concentrație de 31,5%. Calculăm cantitatea de acid azotic ce reacționează cu cele 566,66 kg amoniac:

Dacă 17 kg amoniac . . . . 63 kg HNO_3
atunci 566,66 kg . . . . y kg

$$y = \frac{566{,}66 \cdot 63}{17} = 2\,099{,}97 \text{ kg acid azotic} \simeq 2100 \text{ kg}$$

Cantitatea de soluție de acid azotic cu concentrația de 31,5% și care conține cele 2 100 kg acid azotic o calculăm astfel:

Dacă 100 kg soluție . . . . 31,5 kg
atunci z kg . . . . 2 100 kg HNO_3

$$z = \frac{2\,100 \cdot 100}{31{,}5} = 6\,666{,}6 \text{ kg soluție}$$

Prin reacția chimică dintre amoniac și acidul azotic obținem azotatul de amoniu. În cadrul aceluiași punct se cere să determinăm conținutul procentual de azot din această sare.

Dacă 80 g sare · · · · · · · · · · · · · · 28 g azot
atunci 100 g · · · · · · · · · · · · · · · x g

$$x = \frac{100 \cdot 28}{80} = (10 \cdot 28)/8 = 70/2 = 35 \text{ g azot}$$

$$\%N = 35\%$$

3. Prin acțiunea vaporilor de apă asupra fierului incandescent (una din metodele indicate) obținem tot 50 kmoli de hidrogen. Hidrogenul obținut prin această metodă se folosește la fabricarea acidului clorhidric, prin metoda de sinteză:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$$

Dacă 1 kmol H_2 · · · · · · · · · · · · · 2 kmol HCl
atunci din 50 kmoli H_2 · · · · · · · x kmol

$$x = \frac{50 \cdot 2}{1} = 100 \text{ kmoli HCl}$$

1 kmol = 1 000 moli; 1 mol = 36,5 g

100 kmoli = 100 000 moli·35,5 g = 3 650 kg

4. Punctul „c" al problemei ne indică faptul că 50 kmoli de hidrogen se pot separa și prin descompunerea termică a gazului metan (fabricarea negrului de fum). Hidrogenul obținut se folosește la sinteza alcoolului metilic (metanolului) după reacția:

$$CO + 2\ H_2 \rightarrow CH_3OH$$

Oxidul de carbon necesar sintezei se obține din cărbune cu 25% steril, prin arderea incompletă a acestuia:

$$2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$$

Trebuie să calculăm numărul de l de metanol obținuți, precum și cantitatea de cărbune arsă. Cunoaștem că:

1 mol CH_3OH = 32 g; 1 kmol CH_3OH = 32 000 g = 32 kg

Dacă din 2 kmoli H_2 · · · · · · · · 1 kmol CH_3OH
atunci din 50 kmoli · · · · · · · · · · x kmol

$$x = (50 \cdot 1)/2 = 25 \text{ kmoli} = 800 \text{ kg } CH_3OH$$

Mai departe pentru a calcula volumul de metanol folosim relația:

$$V = m/d = 800 \text{ kg}/0,8 = 800/0,8 \text{ l} = 1\ 000 \text{ l metanol}$$

Calculăm cantitatea de monoxid de carbon necesară sintezei metanolului:

Dacă pentru a obține 32 kg metanol · · 28 kg CO
atunci pentru a obține 800 kg · · · · · y kg CO

$$y = \frac{800 \cdot 28}{32} = 5\,600/8 = 700 \text{ kg CO}$$

Determinăm prin calcul cantitatea de cărbune conținută de monoxidul de carbon utilizat la sinteza metanolului:

Dacă 28 kg CO · · · · · · · · · · · · · · 12 kg C
atunci 700 kg · · · · · · · · · · · · · · · x kg

$$x = \frac{700 \cdot 12}{28} = 100 \cdot 3 = 300 \text{ kg C}$$

Cărbunele utilizat conține 25% steril. Cele 300 kg cărbune găsite mai sus nu conțin steril.

Dacă 100 kg cărbune · · · · · · · · · · · 75 kg C
atunci y kg · · · · · · · · · · · · · · · · 300 C

$$y = \frac{300 \cdot 100}{75} = 100 \cdot 4 = 400 \text{ kg}$$

$$m = 400 \text{ kg cărbune utilizat}$$

5. Hidrogenul are un puternic caracter reducător. Se combină cu oxigenul din oxidul de fier și formează apă și fier. Reacția este:

$$Fe_2O_3 + 3\ H_2 - 2\ Fe + 3\ H_2O$$

Dacă 3 kmoli H_2 reduc · · · · · · · 2 kmol Fe_2O_3
atunci 50 kmoli · · · · · · · · · · · x kmoli

$$x = \frac{50 \cdot 2}{3} = 16{,}6 \text{ kmoli } Fe_2O_3$$

$$1 \text{ kmol } Fe_2O_3 = 1\,000 \text{ moli} \cdot 159{,}70 \text{ g} \approx 160\,000. \text{ g} = 160 \text{ kg}$$

$$16{,}6 \text{ kmoli} = 16{,}6 \cdot 160 = 2656 \text{ kg}$$

Dacă din 160 kg Fe_2O_3 · · · · · · · · 2·56 kg Fe
atunci din 2 656 kg · · · · · · · · · · ·y kg

$$y = \frac{2\,656 \cdot 2 \cdot 56}{160} = 1\,859{,}2 \text{ kg Fe}$$

Pentru aflarea numărului de atomi gram de fier folosim relația:

$n = m/M = 1\,859\,200$ g/56 g $= 33\,200$ atomi gram de fier

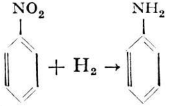
6. Utilizări industriale: în industria anorganică:
— sinteza amoniacului: $N_2 + 3\ H_2 - 2\ NH_3$
— fabricarea acidului fluorhidric sau clorhidric

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2\ HF$$
$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$$

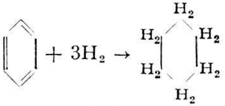
— reducerea oxizilor metalici

$$CuO + H_2 \rightarrow CuO + H_2O$$
$$Cr_2O_3 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ Cr + 3\ H_2O$$

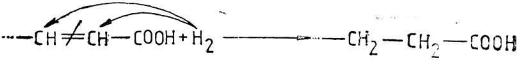
Utilizări în industria organică:
— reducerea nitroderivaților:



— fabricarea ciclohexanului



— adiția la acizii nesaturați (hidrogenări)



Problema nr. 238

Dintr-o cantitate de „a" kg calcar cu puritatea de 80% se obține oxid de calciu, iar din aceasta o soluție de hidroxid de calciu. Să se scrie ecuațiile reacțiilor chimice și să se calculeze volumul de gaz metan care prin ardere dă un gaz ce se combină cu soluția de hidroxid obținută.

Rezolvare

Piatra de var conține în afară de carbonatul de calciu care este substanța de bază, și steril, format de obicei din nisip, prundiș și altele. În cazul pietrei de var utilizată la noi, $CaCO_3$ se găsește în proporție de 80%, iar sterilul în proporție de 20%. Reacția de descompunere este:

$$CaCO_3 \xrightarrow{1200°C} CaO + CO_2 \qquad (1)$$

Se obține oxidul de calciu, numit și var nestins, și un amestec gazos foarte bogat în CO_3. Oxidul de calciu rezultat prin tratare cu apă formează $Ca(OH)_2$:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 \tag{2}$$

Gazul metan arde și are loc următoarea reacție:

$$CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$$

Gazul rezultat prin arderea metanului va reacționa cu $Ca(OH)_2$:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O \tag{3}$$

Determinăm prin calcul cantitatea de carbonat de calciu conținută de cele „a" kg piatră de var:

100 kg p.d.v. . . . . 80 kg $CaCO_3$
a kg p.d.v. . . . . x kg $CaCO_3$

$$x = (a \cdot 80)/100 = 0{,}8\ a$$

Prin descompunerea acestor 0,8 a kg carbonat pur, după reacția (1), obținem CaO:

100 kg $CaCO_3$ . . . . 56 kg CaO
0,8 a kg . . . . y kg CaO

$$y = 0{,}8a \cdot 56/100 = 0{,}44\ a\ CaO$$

Oxidul de calciu obținut se tratează cu apă:

56 kg CaO · . . . . · 74 kg $Ca(OH)_2$
m kg CaO · . . . . · z kg $Ca(OH)_2$

$$z = m \cdot \frac{74}{56} = 0{,}8 \cdot 14\ a \cdot 74/25 \cdot 56 = 0{,}44\ a \cdot \frac{74}{56} \text{kg } Ca(OH)_2$$

CO_2 provine din arderea completă a gazului metan. Calculăm masa **gazului** metan:

16 kg CH_4 . . . . · 44 kg CO_2
u kg CH_4 . . . . ·44 kg CO_2

$$u = \frac{0{,}8 \cdot 16a}{100} \text{ kg } CO_2$$

Se cere volumul gazului și nu masa lui. Pentru a afla volumul gazului metan cu masa de u kg, folosim relația densității:

$$d = m/V \tag{4}$$

$$d = \text{mol}/V_{mol} \tag{5}$$

Prin înlocuirea expresiei (5) a lui d în expresia (4), obținem :

$$mol/V_{mol} = m/V \quad (6)$$

$$V = (m \cdot V_m)/mol \quad (7)$$

$V_m = 22,4$ litri
mol = 16 g CH_4

$$m = \frac{1\,408 \cdot a}{11} g = 128 \cdot a \text{ grame}$$

Și pentru volum obținem :

$$V = \frac{128 \cdot a \cdot 22,4}{16} = \frac{2\,868,4 \cdot a}{16} = 179,2 \cdot a \text{ litri}$$

$$V_{CH_4} = 179,2 \cdot a \text{ litri}$$

Exprimînd volumul gazului în m^3, obținem :

$$1 m^3 N = 1\,000 \text{ litri} ; \; V_{CH_4} = 0,1792 \, a \, m^3N$$

dacă „a" = 100 kg piatră de var 80% puritate,

$$0,1792 \cdot 1\,000 \; m^3 \; N = 17,92 \; m^3 \; N$$

sau altfel : 1 kmol $CaCO_3$ · · · · 1 kmol CO_2 · · · · · · 1 kmol CH_4

100 kg · · · · · · · · · · · · · · · · · · 16 kg
80 a/100 · · · · · · · · · · · · · · · · · x kg

$$x = 80 \cdot 16 \, a/100 \cdot 100 \text{ kg } CH_4$$

16 kg CH_4 · · · · · · · · · · · · · · · · 22,4 m^3
80 · 16 a/100 · 100 · · · · · · · · · · · · · y

$$y = 80 \cdot 22,4 \cdot a/100 = 100 = 179,2 \text{ a litri } CH_4$$

Problema nr. 239

Se fabrică 640 kg acetilenă din CaC_2. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice și calculați materiile prime necesare obținerii cantității de acetilenă de mai sus.

Rezolvare

Piatra de var se calcinează în cuptoare la 1 000 – 1 200°C temperatură, la care carbonatul se descompune conform reacției :

$$CaCO_3 \xrightarrow{1\,200°C} CaO + CO_2 \quad (1)$$

$$CaO + 3\ C \xrightarrow{t^\circ C} CaC_2 + CO \qquad (2)$$

$$CaC_2 + 2\ H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2 \qquad (3)$$

În acest proces s-au obținut 640 kg de acetilenă (C_2H_2). Trebuie să calculăm materiile prime utilizate.

Pentru calcularea lor, vom urmări șirul reacțiilor chimice, de la ultima reacție spre prima:

Dacă din 64 kg CaC_2 · · · · · · · · · · 26 kg C_2H_2
din x kg · · · · · · · · · · · · · · 640 kg

$$x = \frac{640 \cdot 64}{26} = 1\ 575{,}3 \text{ kg}$$

$$m_{CaC_2} = 1\ 575{,}3 \text{ kg}$$

Calculăm cantitatea de CaO și cărbune:

Dacă 64 kg CaC_2 · · · · · · · · · · · · 56 kg CaO
1 575,3 kg · · · · · · · · · · · · · · y kg

$$y = 1\ 575{,}3 \cdot 56/64 = 1\ 378{,}4 \text{ kg}$$

$$m_{CaO} = 1\ 378{,}4 \text{ kg}$$

Dacă 64 kg CaC_2 · · · · · · · · · · ·36 kg cărbune
1 575,3 kg · · · · · · · · · · · · · z kg

$$z = 1\ 575{,}3 \cdot 36/64 = 886{,}1 \text{ kg carbon}; \ m_C = 886{,}1 \text{ kg}$$

Calculăm cantitatea de $CaCO_3$ necesară obținerii celor 1 575,3 kg CaO:

Dacă 56 kg CaO · · · · · · · · · · 100 kg $CaCO_3$
atunci 1 378,4 kg · · · · · · · · · · u kg

$$u = \frac{1\ 378{,}4 \cdot 100}{56} = 2\ 461{,}4 \text{ kg}; \ m_{CaCO_3}\ 100\% = 2\ 461{,}4 \text{ kg}$$

Din aceste calcule am găsit că s-au folosit 886,1 kg cărbune și 2 461,4 kg carbonat de calciu cu puritate 100%. La începutul problemei am admis că atît piatra de var cît și cărbunele conțin impurități. Piatra de var folosită are puritatea 90% iar cărbunele 15% steril, adică o puritate de 85%.

Dacă 100 kg p.d.v. · · · · · · · 90 kg $CaCO_3$
atunci x kg · · · · · · · · · · · 2 461,4 kg

$$x = \frac{2\ 461{,}4 \cdot 100}{90} = 2\ 735 \text{ kg}; \ m_{CaCO_3}\ 90\% = 2\ 735 \text{ kg}$$

Dacă 100 kg cărbune . . . . . . 85 kg carbon
atunci y kg . . . . 886,1 kg

$$y = \frac{886,1 \cdot 100}{85} = 1\,042,5 \text{ kg cărbune}$$

$$m_{\text{cărbune}}\ 85\% = 1\,042,5 \text{ kg}$$

Problema nr. 240

Se dau următoarele reacții chimice:

$$NaCl + H_2SO_4 = a + b$$

$$a + Zn = c + d$$

și se cer următoarele:

1. Știind că „a" este o substanță gazoasă, determinați substanțele a, b, c și d.
2. Știind că s-au folosit 58 kg NaCl determinați volumul substanței „d" și cantitatea substanței „c".

Rezolvare

$$2\ NaCl + H_2SO_4 = NaSO_4 + 2\ HCl$$

Din această ecuație chimică rezultă că:

a = HCl (substanța gazoasă) și
b = $NaSO_4$

În a doua reacție, substanța gazoasă reacționează cu zincul. Ecuația acestei reacții este:

$$2\ HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$$

Rezultă că „c" este clorură de zinc, iar „d" este hidrogen. În concluzie, cele patru substanțe sînt:

$$a = HCl;\ b = Na_2SO_4;\ c = ZnCl_2;\ d = H_2$$

2. Trebuie să calculăm volumul de hidrogen degajat, măsurat în condiții normale de temperatură și presiune, precum și cantitatea de substanță „d", care se obține:

Dacă din 2·58,5 kg NaCl . . . . . . 2·36,5 kg HCl
58,0 kg NaCl . . . . . x kg HCl

$$x = \frac{2 \cdot 58,0 \cdot 36,5}{2 \cdot 58,5} = \frac{58 \cdot 36,5}{58,5} = 36,2 \text{ kg HCl}$$

Această cantitate de HCl reacționează în faza a doua cu zincul, cînd rezultă substanțele „c" și „d", adică clorura de zinc, respectiv, hidrogenul:

Dacă din $2 \cdot 36,5$ kg HCl	.....	$136,5$ kg $ZnCl_2$
$36,2$ kg HCl	.....	y kg $ZnCl_2$

$$y = \frac{36,2 \cdot 136,5}{2 \cdot 36,5} = 68,3 \text{ kg } ZnCl_2$$

dacă din $2 \cdot 36,5$ kg HCl	....	2 kg H_2
$36,2$ kg HCl	....	z kg H_2

$$z = \frac{36,2 \cdot 2}{36,5} = 1 \text{kg } H_2$$

În enunțul problemei se cere volumul de hidrogen și nu masa lui. Pentru calculul volumului determinăm mai întîi densitatea lui:

$$d_{H_2} = 2g/V_{mol} = 2g/22,4 \text{ l} = 0,08987 \text{ g/l}$$

2 kg H_2	....	$22,4$ m³ N
1 kg H_2	....	x m³

$$x = 22,4/2 = 11,2 \text{ m}^3 \text{ N deci } V = 11,2 \text{ m}^3 \text{ N}$$

Problema nr. 241

O cantitate de oxid roșu de mercur se descompune termic cu un randament de 80%. Oxigenul rezultat este folosit pentru a transforma 72,93 g magneziu. Calculați cantitatea de oxid de mercur descompusă termic.

Rezolvare

$$2 \text{ HgO} \xrightarrow{500°C} 2 \text{ Hg} + O_2$$

Magneziul arde cu o flacără strălucitoare, transformîndu-se în MgO.

$$2 \text{ Mg} + O_2 = 2 \text{ MgO}$$

Calculăm cantitatea de oxigen necesară arderii celor 72,93 g Mg:

Dacă $2 \cdot 24,5$ g Mg	....	32 g O_2
$72,93$ g Mg	....	x g O_2

$$x = 72,93 \cdot 32/2 \cdot 24,5 = 1\,166,88/24,5 = 47,62 \text{ g } O_2$$

Cantitatea de 47,62 g oxigen se obține din oxidul roșu de mercur prin descompunerea acestuia:

$$\begin{array}{l} \text{dacă din } 2 \cdot 217 \text{ g HgO} \cdots\cdots\cdots 32 \text{ g } O_2 \\ \qquad\qquad y \text{ g HgO} \cdots\cdots\cdots 47{,}62 \text{ g} \end{array}$$

$$y = \frac{47{,}62 \cdot 2 \cdot 217}{32} = 644{,}49 \text{ g HgO}$$

Randamentul de descompunere al HgO este de 80%.

$R = 80\%$
m_t = cantitatea de mercur teoretică luată pentru reacție
m_p = cantitatea de mercur practic, luată pentru reacție
$R = m_p/m_t$; $m_t = m_p/R = 644{,}49$ g$/0{,}8 = 805{,}612$ g

Deci, pentrua a sigura oxigenul necesar arderii celor 72,93 g de magneziu, vom descompune 805,6 g oxid roșu de mercur.

Problema nr. 242

Tensiunea vaporilor P_0 a alcoolului etilic pur la 20°C este de 44,5 mm col Hg, a alcoolului metilic 88,7 mm col Hg. Să se calculeze compoziția procentuală (în greutate) a vaporilor de alcool etilic și alcool metilic deasupra amestecului lor, compus din cantități egale (în greutate) de alcool metilic și etilic.

Rezolvare

Greutatea moleculară a alcoolului etilic este = 46,0
Greutatea moleculară a alcoolului metilic este = 32,0
Conținutul molecular în amestec:

$$n_{\text{alcool etilic}} = \frac{M}{46{,}0+32{,}0} = \frac{4{,}60}{46{,}0+32{,}0} = 0{,}590$$

$$n_{\text{alcool metilic}} = \frac{32{,}0}{46{,}0+32{,}0} = 0{,}410$$

Tensiunea parțială deasupra lichidului în mm col Hg:

$$P = n \cdot P_0 \cdots\cdots \quad P_{\text{alcool etilic}} = 0{,}590 \cdot 44{,}5 = 26{,}2$$

$$P_{\text{alcool metilic}} = 0{,}410 \cdot 88{,}7 = 36{,}4$$

Fracția molară în faza gazoasă:

$$n_i = \frac{P}{P}, \text{ adică } n_{\text{alcool etilic}} = \frac{26{,}2}{26{,}2+36{,}4} = 0{,}419;$$

$$n_{\text{alcool metilic}} = \frac{36{,}4}{26{,}2+36{,}4} = 0{,}581$$

Așadar, faza vapori conține 41,9% (molare sau în volume e același lucru) alcool etilic și 58,1% alcool metilic.

Exprimăm acest rezultat în procente greutate:

Notăm cu „x" greutatea alcoolului metilic în 100 g vapori. Greutatea vaporilor de alcool etilic în aceeași cantitate de vapori, va fi egală cu $100 - x$. Astfel vom avea:

$$\frac{x}{32}\text{moli sau } n_i' = \frac{x/32}{x/32 + 100 - x/)46)} \text{fracția molară } CH_3OH \qquad (1)$$

$$\frac{x}{46}\text{moli sau } n_i'' = \frac{(100 - x)/46}{x/32 + (100 - x)/46} \text{fracție molară } C_2H_5-OH \qquad (2)$$

Egalînd ecuațiile (1) și (2), obținem:

$$(x/32)/x/32 + (100 - x)/46 = 0{,}581\ ;\ x = 48{,}9\%\ CH_3OH$$

$$(100 - x)/46/x/32 + (100 - x)/46 = 0{,}41 \cdot 100 - x = 51{,}1\%\ C_2H_5OH$$

Problema nr. 243

O încărcătură de 696 t minereu dintr-un furnal, conține 4% siliciu sub formă de SiO_2. Se cer următoarele:

a) Cantitatea de cocs necesară pentru reducerea minereului;

b) Cantitatea de calcar necesară reducerii siliciului din topitura furnalului.

Rezolvare

Reacția chimică de ardere poate fi redată astfel:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + m\text{ kcal} \qquad (1)$$

Bioxidul de carbon format este redus de straturile superioare ale cocsului incandescent pînă la bioxid de carbon;

$$CO_2 + C \longrightarrow 2\ CO$$

CO reduce oxidul feric din minereu pînă la fier și CO_2; (2)

$$Fe_2O_3 + 3\ CO = 2\ Fe + 3\ CO_2 \qquad (3)$$

În furnal am introdus 696 t minereu de fier. Acest minereu conține steril sub formă de SiO_2 (steril acid), de aceea, pentru îndepărtarea lui sub formă de zgură, se folosește un fondant bazic, care este CaO, numit și var nestins. În interiorul cuptorului, la peste 900 — 1 000°C, are loc reacția dintre steril și fondant:

$$SiO_2 + CaO \longrightarrow CaSiO_3 \qquad (4)$$

Minereul de fier conține siliciu în proporție de 4%. Determinăm prin calcul cantitatea totală de siliciu din minereu.

dacă 100 t minereu . . . . 4 t siliciu
696 t minereu . . . . x t siliciu

$x = 696 \cdot 4/100 = 6{,}94 \cdot 4 = 27{,}84$ t Si

Această cantitate de siliciu se găsește în minereu sub formă de bioxid de siliciu:

Dacă 28 t Si . . . . 60 t sterili (SO_2)
27,84 t Si . . . . y t steril

$y = 27{,}84 \cdot 60/28 = 59{,}65$ t SiO_2

Minereul de fier este redus conform ecuației (3):

Dacă la 160 t Fe_2O_3 . . . . 3·28 t CO
636,35 t . . . . z t CO

$z = 636{,}35 \cdot 28/160 = 333$ t CO

Dacă 28 t CO . . . . 12 t C
333 t CO . . . . u t C

$u = 333{,}12/28 = 143$ t C

Pentru reducerea minereului introdus, se folosește o cantitate de cocs egală cu 58,2 tone. Calculul cantității de fondant necesar eliminării bioxidului de siliciu se face astfel:

Dacă 60 t SiO_2 . . . . 56 t CaO
59,65 t SiO_2 . . . . x CaO

$x = 59{,}65 \cdot 56/60 = 55{,}67$ t CaO

Problema nr. 244

Se prepară 80 kg soluție HNO_3 25%. Calculați cantitatea necesară de acid sulfuric 98% și azotat de sodiu, dacă pierderile sînt de 5%.

Rezolvare

$$2\,NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\,HNO_3$$

Calculăm cantitatea de acid azotic din soluție:

Dacă 100 kg soluție . . . . 25 kg HNO_3
atunci 80 kg . . . . x kg

$$x = \frac{80 \cdot 25}{100} = (8 \cdot 25)/10 = 20 \text{ kg } HNO_3$$

Calculăm cantitatea de acid sulfuric folosită, știind că pierderile în timpul procesului de sinteză sînt de 5%.

Dacă $2 \cdot 63$ kg HNO_3 . . . . 98 kg H_2SO_4
atunci 20 kg . . . . y kg

$$y = \frac{20 \cdot 98}{2 \cdot 63} = 15{,}55 \text{ kg}$$

Dacă în 100 kg soluție avem . . . . . 98 kg acid
atunci în z kg . . . . 15,55 kg

$$z = \frac{15{,}55 \cdot 100}{98} = 15{,}86 \text{ kg soluție}$$

$$m_{H_2SO_4}\ 98\% = 15{,}86 \text{ kg}$$

Pierderile de 5% se determină astfel:

Dacă la 100 kg . . . . 5 kg
atunci la 15,86 kg . . . . u kg

$$u = \frac{15 \cdot 86 \cdot 5}{100} = 0{,}793 \text{ kg}$$

Cantitatea totală de acid folosită este egală cu:

$$15{,}86 + 0{,}79 = 16{,}65 \text{ kg}$$

Determinăm cantitatea de azotat de sodiu folosită:

Dacă $2 \cdot 63$ kg HNO_3 . . . . $2 \cdot 85$ kg $NaNO_3$
atunci 20 kg HNO_3 . . . . x kg

$$x = \frac{20 \cdot 2 \cdot 85}{2 \cdot 63} = \frac{20 \cdot 85}{63} = 26{,}98 \text{ kg } NaNO_3$$

Calculăm pierderile corespunzătoare de azotat de sodiu:

Dacă la 100 kg $NaNO_3$ . . . . 5 kg
11 a 26,98 kg . . . . y kg

$$y = \frac{26{,}98 \cdot 5}{100} = 1{,}349 \text{ kg}$$

$$26{,}98 + 1{,}34 = 28{,}32 \text{ kg } NaNO_3 \text{ folosite}$$

Problema nr. 245

Produsul solid obținut prin calcinarea unei cantități de 25 kg calcar cu o puritate de 80% se folosește la fabricarea acetilenei, iar pro-

dusul gazos este folosit jumătate pentru fabricarea ureei, iar jumătate pentru obținerea sodei de rufe. Calculați cantitățile de acetilenă, uree și sodă de rufe obținute.

Rezolvare

$$CaCO_3 \xrightarrow{1\,100\,°C} CaO + CO_2$$

Produsul solid obținut în urma calcinării se folosește pentru prepararea acetilenei.

$$CaO + 3\ C = CaC_2 + CO$$
$$CaC_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

Jumătate din produsul gazos obținut se folosește pentru prepararea ureei:

$$2\ NH_3 + CO_2 \longrightarrow O=C\begin{matrix} NH_2 \\ NH_2 \end{matrix} + H_2O$$
(uree)

iar cealaltă jumătate la prepararea sodei de rufe:

$$NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow NH_4HCO_3$$
$$NaCl + NH_4HCO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$
$$2Na_2HCO_3 \xrightarrow{400\,°C} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

Se folosesc 25 kg calcar cu puritate 80%.

$$25(80/100) = 20\ kg\ CaCO_3$$

Dacă din 100 kg $CaCO_3$ . . . . 56 kg CaO
atunci din 20 kg . . . . y kg CaO

$$y = \frac{20 \cdot 56}{100} = 11,2\ kg\ CaO$$

Calculăm cantitatea de CO_2 obținută prin descompunerea calcarului:

dacă din 100 kg $CaCO_3$ . . . . 44 kg CO_2
atunci din 20 kg . . . . z kg

$$z = \frac{20 \cdot 44}{100} = 8,8\ kg\ CO_2$$

CaO obținut cu masa de 11,2 kg, se folosește la fabricarea acetilenei:

Dacă din 56 kg CaO . . . . 64 kg CaC_2
din 11,2 kg . . . . u kg

$$u = 11,2 \cdot 64/56 = 12,7\ kg\ CaC_2$$

Prin tratare cu apă a CaC_2, ia naștere acetilena:

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacădin } 64 \text{ kg } CaC_2 \cdots\cdots & 26 \text{ kg acetilenă} \\ \text{din } 12{,}7 \text{ kg} \cdots\cdots & v \text{ kg}\end{array}}{v = 12{,}7 \cdot 26/64 = 5{,}515 \text{ kg acetilenă}}$$

Cantitatea de uree ce se poate obține din jumătate din cantitatea de CO_2 sintetizat, se determină astfel:

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacă din } 44 \text{ kg } CO_2 \cdots\cdots & 60 \text{ kg uree} \\ \text{din } 4{,}4 \text{ kg } CO_2 \cdots\cdots & n \text{ kg uree}\end{array}}{n = 4{,}4 \cdot 60/44 = 0{,}1 \cdot 60 = 6 \text{ kg uree}}$$

Problema nr. 246

Prin reacția chimică dintre brom și benzen, se formează monobrombenzenul. Știind că 80 g brom reacționează cu 5 moli de benzen, iar randamentul reacției este de 80%, se cere:

1. Masa brombenzenului rezultat;
2. Cantitatea de CO_2 și apă rezultată prin arderea benzenului nereacționat.

Rezolvare

$$C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5 - Br + HBr$$

1. În reacție intră o cantitate de benzen egală cu 5 moli, adică $5 \cdot 78$ g = 390 g benzen. O parte din benzen rămîne nereacționat. Calculăm cantitatea de benzen care reacționează cu cele 80 g Br_2:

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacă } 78 \text{ g benzen} \cdots\cdots & 160 \text{ g brom} \\ x \text{ g benzen} \cdots\cdots & 80 \text{ g brom}\end{array}}{x = 80 \cdot 78/160 = 39 \text{ g benzen reacționat}}$$

$$390 - 39 = 315 \text{ g benzen nereacționat}$$

Rămîne nereacționat o cantitate de benzen egală cu 351 g. Vom calcula cantitatea de monobrombenzen formată:

$$\frac{\begin{array}{ll}\text{Dacă din } 78 \text{ g benzen} \cdots & 157 \text{ g monobrombenzen} \\ \text{atunci din} 39 \text{ g} \cdots\cdots & y\end{array}}{y = \frac{39 \cdot 157}{78} = 78{,}5 \text{ g}}$$

2. Benzenul nereacționat arde, iar produsul de ardere obținut este CO_2 și apa.

$$C_6H_6 + 15\tfrac{1}{2}\, O_2 = 6\ CO_2 + 3\ H_2O$$

Dacă din 78 g benzen . . . . $6 \cdot 44$ g CO_2
atunci din 351 g . . . . z g

$$z = \frac{351 \cdot 6 \cdot 44}{78} = 1\,188 \text{ g } CO_2$$

Dacă din 78 g benzen . . . . $3 \cdot 18$ g apă
atunci din 351 g . . . . u g

$$u = \frac{351 \cdot 3 \cdot 18}{78} = 243 \text{ g apă}$$

Problema nr. 247

Prin calcinarea unui amestec de carbonat acid de sodiu și potasiu, ce are masa egală cu 60 g, obținem 7,147 l CO_2, măsurat în condiții normale. Se cere:
— compoziția amestecului;
— numărul de moli de $Ca(OH)_2$ care absorb CO_2 rezultat.

Rezolvare

$$2\ NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

$$2\ KHCO_3 \longrightarrow K_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

x = cantitatea de $NaHCO_3$ în grame

$60 - x$ = cantitatea de $KHCO_3$ în grame

$2 \cdot 84$ g $NaHCO_3$ . . . . 22,4 l CO_2
x g . . . . z l

$$z = (x \cdot 22{,}4)/2 \cdot 84 = 0{,}133\ x \text{ l } CO_2$$

$2 \cdot 100$ g $KHCO_3$ . . . . 22,4 l CO_2
$60 - x$ g . . . . z' l

$$z' = \frac{(60 - x) \cdot 22{,}4}{2 \cdot 100} = 0{,}112(60 - x) \text{ l } CO_2$$

Din reacție rezultă 7,147 l CO_2, deci:

$$z + z' = 7{,}147$$

unde: $z = 0{,}133\ x$ și $z' = 0{,}112(60 - x)$
$0{,}133\ x + 0{,}112(60 - x) = 7{,}147$
$x = 20{,}3$ g $NaHCO_3$

$$KHCO_3 = 60 - 20{,}3 = 39{,}7 \text{ g}$$

Problema nr. 248

Prin arderea a 2 g dintr-un mineral obținem 2 g SO_2 și 1,2 g Fe_2O_3. Calculați :

— conținutul procentual de S, Fe și impuritățile din mineral
— formula combinației pe care o conține minerealul

Rezolvare

64 g SO_2 . . . . 32 g S
2 g SO_2 . . . . x g S

$$x = (2 \cdot 32)/64 = 1 \text{ g S}$$

160 g Fe_2O_3 . . . . 112 g Fe
1,2 g Fe_2O_3 . . . . x g Fe

$$x = (1,2 \cdot 112)/160 = 0,84 \text{ g Fe}$$

În concluzie cele 2 g mineral conțin : 1 g S și 0,84 g Fe

2 g — 1,84 g = 0,16 g impurități

2 g mineral . . . . 0,84 g Fe
100 g x

$$x = (100 \cdot 0,84)/2 = 42\%$$

2 g mineral . . . . 1 g S
100 g . . . . x g

$$x = \frac{100 \cdot 1}{2} = 50\%$$

42% fier și 50% sulf iar restul de 8% impurități

Deci : 42/m.a.Fe 1 —— $x = 1$
50/m.a.S 2 —— $x = 2$ FeS_2

Problema nr. 249

Tratăm cu apă 7,8 g amalgam de potasiu și obținem o soluție alcalină ce neutralizează 6,3 g acid azotic. Calculați conținutul procentual de potasiu din amalgam și volumul gazului degajat.

Rezolvare

$$KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$$

Dacă **56** g KOH . . . . 63 g HNO_3
atunci x g KOH . . . . 6,3 g

$$x = \frac{6,3 \cdot 56}{63} = 5,6 \text{ g KOH (se află în sol. alcalină)}$$

Calculăm cantitatea de potasiu din cele 5,6 g KOH

Dacă 56 g KOH . . . . 39 g K
atunci 5,6 x

$$x=\frac{5,6\cdot 39}{56}=3,9 \text{ g K}$$

Deci cele 7,8 g amalgam conțin 3,9 g mercur și 3,9 g potasiu

Dacă 7,8 g amalgam 3,9K
atunci 100 g . . . . 39 x

$$x=\frac{100\cdot 3,9}{7,8}=50\% \text{ K deci și } 50\% \text{ Hg}$$

b. Volumul agzului gegajat se determină astfel:

$$KHg + H_2O \longrightarrow KOH + Hg + 1/2\ H_2$$

39 g K . . . . 11,2 l H_2
3,9 g x

$$x = (3,9\cdot 11,2)/39 = 1,12 \text{ l } H_2$$

Problema nr. 250

Pentru obținerea unei șarje de oțel se încarcă într-un convertizor Bessemer 9 000 kg fontă, cu 3,2% carbon. O proporție de 90,62% carbon, se oxidează cu aer. Calculați cîți m³ de aer, conținînd 21% oxigen (la 27°C și 760 mm col Hg), sînt necesari la oxidarea proporției de carbon de mai sus, știind că 1/3 din carbon arde pînă la CO_2, iar restul pînă la CO.

Rezolvare

100 3,2
9 000 kg fontă . . . . x kg C

$$x=\frac{9\,000\cdot 3,2}{100}=90\cdot 3,2=32,9 = 288 \text{ kg C}$$

Din cantitatea de 288 kg C se oxidează numai 90,62%, iar restul rămîne în oțel:

$$x=\frac{288\cdot 90,62}{100}=2,88\cdot 90,62 = 261 \text{ kg C (care se va oxida)}$$

Din cantitatea de 261 kg C, 1/3 arde pînă la CO_2, iar 2/3 pînă la CO.

$$261\cdot 1/3 = 87 \text{ kg} \longrightarrow CO_2$$
$$261\cdot 2/3 = 174 \text{ kg} \longrightarrow CO$$
$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$
$$2\ C + O_2 \longrightarrow 2\ CO$$

Calculăm cantitatea de oxigen necesară arderii:

$$\begin{array}{ll} 12 \text{ kg C} \cdots\cdots\cdots & 22{,}4 \text{ l } CO_2 \\ 87 \text{ kg C} \cdots\cdots\cdots & x \text{ l } O_2 \end{array}$$

$$x = \frac{87 \cdot 22{,}4}{12} = 162{,}4 \text{ litri } O_2$$

$$\begin{array}{ll} 2 \cdot 12 \text{ kg C} \cdots\cdots\cdots & 22{,}4 \text{ m}^3 O_2 \\ 174 \text{ kg C} \cdots\cdots\cdots & x \text{ m}^3 O_2 \end{array}$$

$$x = \frac{174 \cdot 22{,}4}{2 \cdot 12} = 162{,}4 \text{ m}^3 \ O_2$$

$$162{,}4 + 162{,}4 = 324{,}8 \text{ m}^3 \ O_2$$

Aerul are următoarea compoziție: 21% O_2 și 79% N_2

$$\begin{array}{ll} 21 \ \text{m}^3 \cdots\cdots\cdots & 79 \text{ m}^3 N_2 \\ 324{,}8 \text{ m}^3 \cdots\cdots\cdots & x \end{array}$$

$$x = 324{,}8 \cdot 79/21 = 1\,213{,}1 \text{ m}^3 \text{ azot}$$

Totalul de m³ de aer consumat la ardere va fi:

$$324{,}8 \text{ m}^3 \ O_2 + 1\,213{,}1 \text{ m}^3 \ N_2 = 1\,537{,}9 \text{ m}^3 \text{ aer}$$

(în condiții normale de temperatură și presiune)

În cazul nostru, p = const. = 760 mm col Hg, numai aerul a suferit o transformare izobară:

$$V = V_0 (1 + \alpha t),$$

unde: V = volumul final
V_0 = volumul inițial

$$\begin{array}{ll} 21 \ \text{m}^3 \ O_2 \cdots\cdots\cdots & 100 \text{ m}^3 \text{ aer} \\ 324{,}5 \text{ m}^3 \ O_2 \cdots\cdots\cdots & y \text{ m}^3 \text{ aer} \end{array}$$

$$y = 324{,}8 \cdot 100/21 = 1\,546 \text{ m}^3 \text{ aer}$$

$$V_0 = 1\,546 \text{ m}^3 \text{ aer}; \ T = T_0 + t = 273 + 27 = 300 ^\circ\text{K}$$

$$V = 1\,546 \cdot 300/273{,}15 = 1\,734{,}9 \text{ m}^3$$

$$V \text{ aerului consumat} = 1\,734{,}9 \text{ m}^3$$

Problema nr. 251

Știind că masa moleculară a unei substanțe gazoase este de 30 g, greutatea specifică la 27°C este de 3 g/l, iar formula ei cea mai simplă — CH_3 — să se determine:

a) Presiunea gazului în condițiile problemei;
b) Formula substanței;
c) Volumul de oxigen, măsurat în condiții normale care se consumă la arderea a 10 kmoli din substanța de mai sus.

Rezolvare

Pentru a calcula presiunea gazului în condițiile problemei, procedăm astfel:

g = greutatea specifică;
G = greutatea moleculară;
V = volumul;
$PV = nRT$; $n = m/M$; $P = mRT/VM$;

dar, $g = G/V$; $G = 9{,}81\ m$; $g = 10\ \mathrm{m}/V$; $g \cdot V = 10\ \mathrm{m}$; $m = (g \cdot V)/10$, și înlocuindu-l în relația de mai sus,
avem: $P = (mRT)/V \cdot M$

$$P = \frac{(g \cdot V)/10(RT)}{VM} = \frac{g \cdot V \cdot R \cdot T}{10 \cdot V \cdot M} = \frac{g \cdot R \cdot T}{10\ M} = ;\quad P = \frac{g \cdot RT}{10\ M}$$

unde: g = greutatea specifică = 3 g/l
T = temp. absolută = 273 + 27 = 300°K
R = constanta universală a gazelor = 0,082 l/atm/grd.mol
M = masa moleculară = 30 g
P = presiunea gazului la condițiile problemei

$$P = \frac{g \cdot R \cdot T}{M} = \frac{3 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{30} = 2{,}46 \text{ atm}$$

2. Formula substanței este:

$m \cdot \mathrm{m} = M = 30$
radicalul $-CH_3 = 15$ $(CH_3)_n$ unde $n = 30/15 = 2$
$(CH_3)_2$ = etan

3. Pentru calculul cantității de oxigen necesar arderii la 10 kmoli de etan procedăm astfel:

$C_2H_6 + 3\tfrac{1}{2}O_2 \leftrightarrows 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
1 mol C_2H_6 = 30; 1 000·30 = 30 000 g = 30 kg
$3\tfrac{1}{2}O_2$ = 11,2·7 = 78,4 1 mol = 30 g; 1 kmol = 3 000g

10 kmoli = 30 000 g = 30 kg

1 kmol C_2H_6 . . . . 78,4 m^3 O_2
10 kmoli C_2H_6 . . . . x m^3

$x = 784\ m^3\ O_2$

Problema nr. 252

Calculați: — masa moleculară;
— formula gazului;
— volumul gazului (în condiții normale) care se combină cu 10 kmoli oxigen, știind că densitatea față de aer este de 0,069.

Rezolvare

10 moli O_2 = 320 g

$$d_r = \frac{d_{gaz}}{d_{gaz\ de\ referință}}$$

$d_{r/aer} = 0{,}069$

$d_{gaz} = d$; $d_{gaz\ referent} = d_{O_2}$

$$d_r = d/d_{O_2};\ d_{O_2} = M/V_m;\ 0{,}069 = d/(M/V_m) = (V_m, d)/M$$

$$0{,}069 = (V_m \cdot d)/M$$

Din această relație scoatem pe „d", adică densitatea gazului nostru:

$$d = 0{,}069 \cdot \frac{M}{V_m} = 0{,}069 \cdot d_{O_2} = 0{,}069 \cdot 1{,}4\ g/l = 0{,}09\ g/l$$

$$d = 0{,}09\ g/l$$

Cunoscînd densitatea gazului, putem afla masa lui moleculară:

$$d = M/V_m;\ M = d \cdot V_m;\ d = 0{,}069\ g/l;\ V_m = 22{,}4\ l$$

$$M = 2\ g\ H$$

O altă soluție pentru a afla masa moleculară a gazului, pornește de la relația:

$$M = M \cdot 29;\ M = d \cdot 29$$

unde: d = densitatea gazului față de aer = 0,069 g/l

M = masa moleculară a gazului = 29

$M\ d \cdot 29 = 0{,}069 \cdot 29 = 2\ g\ H_2$

2. Volumul gazului (în condiții normale) care se combină cu 10 moli oxigen:

$$2\ H_2 + O_2 = 2\ H_2O$$

10 moli O_2 . . . . 10·32 = 320
1 mol O_2 . . . . 2·22,4 litri
10 moli O_2 . . . . x litri

$$x = \frac{10 \cdot 2 \cdot 22{,}4}{1} = 448 \text{ litri hidrogen}$$

Problema nr. 253

O substanță gazoasă are densitatea față de aer egală cu 1,862, și compoziția: 88.89% C; 11.11% H_2.

Calculați:

a) Masa moleculară a substanței

b) Formula brută și formula reală

$M_1 = m \cdot m\ C = 12$ g

$M = (12 \cdot 0{,}89) + (2 \cdot 0{,}11) = 10{,}68 + 0{,}22 = 10{,}90$ (masa moleculară a amestecului de carbon și hidrogen).

$M = d \cdot 29$

$d = 1{,}8622$; $M = 29 \cdot 1{,}8622 = 54{,}0038$

Formula brută se determină astfel: C_xH_y

$$12\,x : y = 88.89 : 11{,}11$$
$$x : y = (88.89/12) 11{,}11$$
$$x : y = 7{,}407 : 11{,}11$$
$$x : y = \frac{7{,}407}{7{,}407} : \frac{11{,}11}{7{,}407}$$
$$x : y = 1 : 1{,}5$$
$$x : y = 2 : 3$$
$$\underline{C_2H_3}$$

Formula reală $(C_2H_3)_n = 54$

$$(24 + 3)_n = 54$$

$$n = \frac{54}{27} = 2 \qquad \underline{C_4H_6}$$

Problema nr. 254

Sulfatul de zinc cristalizat cu 7 molecule de apă, pierde la 115°C 6 molecule de apă, iar la 225°C, toată apa. Se cer următoarele:

a) Conținutul procentual de zinc din sulfatul de zinc înainte și după urcare, la temperaturile indicate mai sus;

b) Pierderea în greutate după uscare.

Rezolvare

$$ZnSO_4 \cdot 7\,H_2O \begin{cases} \xrightarrow[-6\,H_2O]{115°C} ZnSO_4 \cdot H_2O \\ \xrightarrow[-7H_2O]{225°C} ZnSO_4 \end{cases}$$

a) Conținutul de zinc înainte de uscare:

$$\frac{\begin{array}{ll} 287 \text{ g } ZnSO_4 \cdot 7H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad 65 \text{ g Zn} \\ 100 \text{ g } ZnSO_4 \cdot 7H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad z \text{ g Zn} \end{array}}{z = \frac{100 \cdot 65}{287} = 23\% \text{ Zn}}$$

Conținutul de zinc, după uscarea sulfatului, la 115°C:

$$\frac{\begin{array}{ll} 179 \text{ g } ZnSO_4 \cdot H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad 65 \text{ g Zn} \\ 100 \text{ g } ZnSO_4 \cdot H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad x \text{ g Zn} \end{array}}{x = \frac{100 \cdot 65}{179} = 37\% \text{ Zn}}$$

Conținutul de zinc după uscare la 225°C:

$$\frac{\begin{array}{ll} 161 \text{ g } ZnSO_4 & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad 65 \text{ g Zn} \\ 100 \text{ g } ZnSO_4 & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad x \text{ g Zn} \end{array}}{x = \frac{100 \cdot 65}{161} = 40{,}6\% \text{ Zn}}$$

Pierderile de greutate la uscare, vor fi:

— la 115°C

$$\frac{\begin{array}{ll} 287 \text{ g } ZnSO_4 \cdot 7H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad 108 \text{ g} \\ 100 \text{ g } ZnSO_4 \cdot 7H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad x \text{ g} \end{array}}{x = (100 \cdot 108)/287 = 38\%}$$

— la 225°C

$$\frac{\begin{array}{ll} 287 \text{ g } ZnSO_4 \cdot 7H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad 126 \text{ g} \\ 100 \text{ g } ZnSO_4 \cdot 7H_2O & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad x \text{ g} \end{array}}{x = (100 \cdot 126)/287 = 44\%}$$

Problema nr. 256

Prin tratarea calcarului (90% puritate), cu HCl 20%, se obțin 150 m³ CO_2 în condiții normale. Calculați cantitatea de calcar și acid.

Rezolvare

$$CaCO_3 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Calculăm cantitatea de $CaCO_3$ (100%) necesară obținerii a 150 m³ CO_2

$$\frac{\begin{array}{ll} 90 \text{ kg } CaCO_3 & \cdots\cdots\cdots\cdots \cdot 10 \text{ kg impurități} \\ 670 \text{ kg } CaCO_3 & \cdots\cdots\cdots\cdots \quad x \text{ kg impurități} \end{array}}{x = 150 \cdot 100/22{,}4 = 670 \text{ kg } CaCO_3 \text{ 100\% puritate.}}$$

Calcarul folosit conține numai 90% $CaCO_3$ și 10 10% impurități.

$$\begin{array}{ll} 100 \text{ kg } CaCO_3 \cdots\cdots\cdots & 2\cdot 36{,}5 \text{ kg HCl} \\ 670 \text{ kg } CaCO_3 \cdots\cdots\cdots & x \text{ kg HCl} \end{array}$$

$$x = (670\cdot 10)/90 = 670/9 = 74{,}4 \text{ kg impurități}$$

În concluzie calcarul folosit cîntărește 74,4 kg impurități și 670 kg $CaCO_3$, deci în total 744,4 kg calcar 90%.

Calculăm cantitatea de acid clorhidric folosit:

$$\begin{array}{ll} 100 \text{ kg } CaCO_3 \cdots\cdots\cdots & 2\cdot 36{,}5 \text{ kg HCl} \\ 660 \text{ kg } CaCO_3 \cdots\cdots\cdots & x \text{ kg HCl} \end{array}$$

$$x = (2\ 670\cdot 36{,}5)/100 = 490 \text{ kg HCl}$$

Dar noi folosim acidul clorhidric sub formă de soluție cu o concentrație de 20%. Cantitatea de soluție folosită va fi:

$$\begin{array}{ll} 100 \text{ kg sol HCl} \cdots\cdots\cdots & 20 \text{ kg HCl} \\ x \text{ kg sol HCl} \cdots\cdots\cdots & 490 \text{ kg HCl} \end{array}$$

$$x = (490\cdot 100)/20 = 2\ 450 \text{ kg soluție HCl } 20\%$$

CUPRINS

Redactor : VICENȚIU DONOSE
Referent științific : STOIAN AUREL
Tehnoredactor : MIHAI BUJDEI

Apărut 1981. Format 61×86/16. Coli tipo 17.
Bun de tipar la 15.IX.1981
Editura Junimea, str. Gheorghi Dimitrov, 1
IAȘI — ROMÂNIA

Tipărit sub cd. nr. 173 la
Întreprinderea poligrafică Iași,
Str. 7 Noiembrie nr. 49

JUNIMEA
IAȘI-ROMÂNIA



LEI 11,50